



**Уральский  
федеральный  
университет**

имени первого Президента  
России Б.Н.Ельцина

**Институт естественных наук  
и математики**

**Н. А. ТАРАСОВА  
А. Ф. ГУСЕВА**

# ОБЩАЯ И БИОНЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие



МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ  
УРАЛЬСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ  
ИМЕНИ ПЕРВОГО ПРЕЗИДЕНТА РОССИИ Б. Н. ЕЛЬЦИНА

Н. А. Тарасова, А. Ф. Гусева

# ОБЩАЯ И БИОНЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие

Рекомендовано  
методическим советом Уральского федерального университета  
в качестве учебно-методического пособия для студентов вуза,  
обучающихся по направлениям подготовки  
06.03.01 «Биология», 05.03.06 «Экология и природопользование»,  
30.05.01 «Медицинская биохимия», 30.05.02 «Медицинская биофизика»

Екатеринбург  
Издательство Уральского университета  
2019

УДК 546(075.8)  
ББК 24.1я73  
Т19

Рецензенты:

лаборатория квантовой химии и спектроскопии  
Института химии твердого тела УрО РАН  
(заведующий лабораторией доктор химических наук  
*М. В. Кузнецов*);

*А. В. Соколова*, кандидат медицинских наук,  
врач отделения функциональной и ультразвуковой диагностики  
ГБУЗ СО «Свердловская областная больница № 2»

**Тарасова, Н. А.**

Т19      Общая и бионеорганическая химия : учеб.-метод. пособие /  
Н. А. Тарасова, А. Ф. Гусева ; М-во науки и высш. образования  
Рос. Федерации, Урал. федер. ун-т. — Екатеринбург : Изд-во Урал.  
ун-та, 2019. — 107 с.

ISBN 978-5-7996-2522-1

В пособии приводятся теоретические основы общей химии и химии элементов, а также представлены задания, предназначенные для самостоятельной работы студентов.

Предназначено для студентов первого курса биологического факультета, изучающих общую и бионеорганическую химию.

УДК 546(075.8)  
ББК 24.1я73

# ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие.....	4
Основы общей химии.....	5
Тема 1. Атомно-молекулярное учение.....	5
Тема 2. Строение атома.....	11
Тема 3. Периодический закон.....	19
Тема 4. Химическая связь.....	24
Тема 5. Химическое равновесие в растворах электролитов.....	32
Основы химии элементов.....	47
Раздел 1. Металлы.....	47
Тема 1. Металлы — элементы главных подгрупп.....	47
Тема 2. Металлы — элементы побочных подгрупп.....	51
Раздел 2. Неметаллы.....	62
Тема 1. Углерод и кремний.....	62
Тема 2. Азот и фосфор.....	70
Тема 3. Кислород и сера.....	79
Тема 4. Водород. Галогены.....	85
Оценочные средства для проведения аттестации.....	95
Список рекомендуемой литературы.....	105

# ПРЕДИСЛОВИЕ

Дисциплина «Общая и бионеорганическая химия» является первой дисциплиной образовательного модуля «Физико-химические основы жизни», входящего в базовую часть учебного плана студентов, обучающихся по направлению «Биология» в Институте естественных наук и математики УрФУ.

В первых разделах дисциплины, посвященных изучению общей химии, излагаются основные понятия, теории и законы химии, основу которых составляют учение о строении атома и Периодический закон Д. И. Менделеева. У студентов формируется представление о путях развития и становления химической науки, понимание о взаимосвязи состава, строения и свойств вещества.

В последующих разделах детально рассматриваются строение и свойства химических элементов и их важнейших соединений. Особое внимание уделяется изучению неорганической химии именно биологически значимых элементов, рассматривается роль неорганических веществ в жизнедеятельности организма.

Занятия по дисциплине «Общая и бионеорганическая химия» проводятся в виде лекций и лабораторных работ. Учебно-методическое пособие включает в себя краткое изложение теоретических основ общей химии и химии элементов. После каждого раздела представлены задания, предназначенные для самостоятельной работы студентов.

# ОСНОВЫ ОБЩЕЙ ХИМИИ

## Тема 1. Атомно-молекулярное учение

### *Теоретическая часть*

В основе атомно-молекулярного учения (АМУ) лежит идея дискретности, т. е. прерывности, материи. Становление АМУ можно рассматривать исторически, так как оно совпадает со становлением химии как науки.

*Первый этап* относится ко времени Древней Греции. Греческий ученый Левкипп (ок. 500–440 гг. до н. э.) и его ученик Демокрит (ок. 470/460–360 гг. до н. э.) сформулировали первые атомистические идеи. Так, Демокрит утверждал, что Вселенная состоит из пустоты (вакуума) и атомов, которые вечны и неделимы. Он считал, что атомы разных веществ (например, воды и железа) одинаковы, но различаются внешне. Атомы воды гладкие и круглые, могут скользить, а атомы железа шероховатые, цепляются друг за друга и образуют твердое тело.

Таким образом, этот период, который называют *натурфилософским*, был чисто умозрительным, однако впервые было предположено, что вещество состоит из отдельных малых частиц — *атомов* (от греч. *atomos* — неделимый).

*Второй этап* развития произошел в Западной Европе в Средние века и может быть назван *алхимическим*. В это время поиски «фило-


софского камня» привели к развитию математики, фармацевтики, постановке вопросов о природе веществ и их превращений.

*Третий этап* охватывает XVI–XVIII вв. — до начала XIX в. В это время формулируются законы, которые стали базой для превращения химии в науку, использующую математические методы, а не описательные.

Рассмотрим основные законы химии:

### 1. Закон сохранения массы.

Закон открыт и экспериментально обоснован великим русским ученым М. В. Ломоносовым. В 1748 г. закон был впервые сформулирован, а в 1756 г. экспериментально подтвержден на примере обжига металлов в заполненных сосудах.

 Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.

В 1760 г. Ломоносов сформулировал основные положения АМУ:

1. Все вещества состоят из корпускул (молекул); корпускулы состоят из элементов (атомов).
2. Корпускулы находятся в непрерывном движении.
3. В ходе химических реакций происходит перегруппировка элементов (атомов) и образуются новые корпускулы (молекулы).

Данные положения являются справедливыми для веществ молекулярного строения. Позже, в 1789 г., французский химик Антуан Лавуазье установил, что при химических реакциях сохраняется не только общая масса веществ, но и масса каждого из элементов, входящих в состав взаимодействующих веществ.

В 1805 г. английский ученый Джон Дальтон сформулировал теорию, которую называют *атомистикой Дальтона*:

1. Все вещества состоят из мельчайших частиц — атомов. В ходе химической реакции атомы не разрушаются и не исчезают, общее число атомов до и после реакции постоянно, т. е. суммарная масса постоянна;
2. Простые вещества состоят из простых атомов, а сложные — из сложных атомов.



Достоинствами данной теории явилось то, что Дальтон развил учение о массе, ввел понятие относительной атомной массы по водороду. В качестве недостатка необходимо отметить, что Дальтон сделал шаг назад от учения Ломоносова, так как не выделил двух уровней организации материи.

В 1905 г. Альберт Эйнштейн показал, что между массой и энергией тела существует связь:

$$E = mc^2,$$

где  $c$  — скорость света в вакууме ( $c \approx 10^8$  м/с).

Таким образом, при химических реакциях всегда выделяется или поглощается энергия, следовательно, возможно изменение массы за счет поглощения или выделения энергии.

Необходимо запомнить, что для химических реакций тем энергиям, которые выделяются или поглощаются (а это десятки или сотни кДж), соответствуют малые изменения массы (за счет большого множителя  $c^2$ )  $\sim 10^{-8} - 10^{-9}$  г, что лежит за пределами чувствительности измерений. Поэтому при химических реакциях можно не принимать во внимание эти изменения массы.

Таким образом, ранее считалось, что носителями химических свойств является молекула. Однако сегодня известно, что вещества не всегда состоят из молекул. Так, соль NaCl, находясь в твердом состоянии, имеет ионную структуру, кремний — атомную. Тогда носителями химических свойств являются не молекулы, а комбинации ионов или атомов, которые образуют вещество.

**2. Закон постоянства состава** химических соединений был сформулирован Жозефом Луи Прустом в 1808 г.



Любое химически индивидуальное соединение имеет один и тот же количественный состав независимо от способа его получения.

Это означает, что соотношения между массами элементов, входящих в состав соединения, являются постоянными величинами. Однако в начале XX в. было показано, что твердые вещества *немолекулярного строения* могут иметь *переменный состав* (оксиды,

нитриды, сульфиды, карбиды). Причиной данного явления выступает дефектность кристаллической решетки. Понятие молекулы к таким веществам неприменимо. Используется термин *фаза* (гомогенная часть гетерогенной системы). К таким фазам понятие молекулярной массы неприменимо, поэтому вводится термин «масса формульной единицы» (формульная масса).

Таким образом, закон постоянства состава не является всеобщим, и его современная формулировка имеет следующий вид.



Состав соединений молекулярной структуры является постоянным независимо от способа получения.

**3. Закон кратных отношений** был сформулирован Джоном Дальтоном в 1803 г.



Если два элемента образуют между собой несколько молекулярных соединений, то массовые количества одного элемента, входящиеся на одно и то же массовое количество другого, относятся между собой как небольшие целые числа.

Так, например, молекула воды  $\text{H}_2\text{O}$  состоит из атомов водорода H и кислорода O в весовом соотношении 1 : 8, т. е. 1 г водорода соединяется с 8 г кислорода (экспериментально подтвержденный факт). В перекиси водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$  данное соотношение 1 : 16. При одном и том же количестве водорода массы кислорода из  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{H}_2\text{O}_2$  относятся как 8 : 16, т. е. как 1 : 2 (небольшие целые числа).

Данный закон применим:

- а) для соединений молекулярного строения;
- б) при условии постоянства изотопного состава.

**4. Закон эквивалентов** был сформулирован Иеремией Рихтером в 1792 г.



Вещества взаимодействуют друг с другом в определенных эквивалентных соотношениях независимо от своей природы. Эквивалентные отношения являются физическими постоянными.

Также существует другая формулировка данного закона:



Массы (объемы) реагирующих веществ пропорциональны их эквивалентным массам (объемам).

5. **Закон объемных отношений** был сформулирован Жозефом Луи Гей-Люссаком в 1805 г.



Объемы вступивших в реакцию газов относятся друг к другу и к объемам реагирующих газов как небольшие целые числа.

6. **Закон Авогадро** открыт в 1811 г. итальянским ученым Амедео Авогадро.



В равных объемах любых газов, взятых при одной и той же температуре и при одинаковом давлении, содержится одно и то же число молекул.

Следствие этого закон гласит, что **при нормальных условиях** — н. у. ( $T = 0\text{ }^{\circ}\text{C}$ ,  $P = 1\text{ атм.} = 101,3\text{ кПа} = 760\text{ мм рт. ст.}$ ) 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л.

В 1 моле любого вещества содержится  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$  молекул ( $N_A$  — число Авогадро).

*Основные понятия АМУ*

**Атом** — наименьшая, *химически неделимая* частица вещества, входящая в состав простых и сложных веществ и состоящая из элементарных частиц (протонов, нейтронов, электронов).

**Молекула** — наименьшая *химически делимая* частица вещества, состоящая из атомов, имеющая постоянный состав и являющаяся носителем реакционной способности вещества.

**Ион** — заряженная частица, образованная путем присоединения или отдачи электронов атомом.

**Моль** — количество вещества, которое содержит столько структурных единиц (молекул, атомов, ионов), сколько атомов содержится в 12 г изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ . В молях измеряется количество вещества.

*Количество вещества* — физическая величина, указывающая на число структурных единиц вещества относительно постоянной Авогадро.

*Атомная масса* — отношение средней массы атома при его природном изотопном составе к  $1/12$  массы атома изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ . Является безразмерной величиной.

*Молекулярная масса* — отношение массы одной молекулы (или одной формульной единицы) вещества к  $1/12$  массы атома изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ . Является безразмерной величиной.

*Молярная масса* — масса 1 моля структурной единицы вещества; равна отношению массы вещества к его количеству.

*Молярный объем газов* — отношение объема, занимаемого веществом, к его количеству.  $V_m = 22.4$  л/моль.

Современная наука разделяет все материальные объекты на *вещества* и *поля* (электромагнитное, гравитационное и др.).

*Вещество* — это материальное образование, состоящее из элементарных частиц, имеющих массу покоя.

С химической точки зрения вещества делятся на *простые* и *сложные*. *Простые вещества* состоят из химически связанных атомов одного вида химического элемента. *Сложные вещества* состоят из атомов разных элементов.

Простое вещество следует отличать от понятия «химический элемент».

*Химический элемент* — совокупность атомов, обладающих одинаковым зарядом ядра.

*Химическое соединение* — однородное вещество постоянного или переменного состава с определенным химическим строением, образованное из атомов одного или нескольких химических элементов.

### *Упражнения для самостоятельной работы*

1. Рассчитайте, сколько молекул содержится в 36 мл дистиллированной воды, если ее плотность равна  $1 \text{ г/см}^3$ .

2. Определите, какое количество вещества содержится в 5.6 л н. у. монооксида углерода.

3. Рассчитайте, сколько атомов кислорода содержится в 9.8 г серной кислоты.

4. Рассчитайте, сколько атомов водорода содержится в 1 л метана при н. у.

5. Рассчитайте массу молекулы хлора в граммах.

6. Рассчитайте, сколько атомов азота содержится в 1 л аммиака при н. у.

7. Рассчитайте, сколько молей составляют и сколько молекул содержат 8 г молекулярного кислорода.

8. Какой объем при нормальных условиях занимают 2 моля любого газа?

9. Рассчитайте, какой объем при нормальных условиях занимают 7 г молекулярного азота.

10. Рассчитайте массу 0.25 моля ортофосфорной кислоты.

## Тема 2. Строение атома

### *Теоретическая часть*

Как было рассмотрено выше, понятие «атом» возникло в V в. до н. э. в Древней Греции, и на протяжении почти 2.5 тыс. лет атом считался неделимым. Однако на рубеже XIX–XX вв. появились экспериментальные доказательства сложной структуры атома.

В 1897 г. Джозеф Томпсон экспериментально подтвердил существование электрона, который является элементарной частицей, обладающей наименьшим в природе отрицательным зарядом ( $q = 1.602 \cdot 10^{-19}$  Кл,  $m = 9.1 \cdot 10^{-28}$  г). Вскоре было выяснено, что электроны обуславливают электропроводность металлов, а также испускаются многими веществами при нагревании.

В 1896 г. Анри Беккерель открыл явление радиоактивности — испускание некоторыми веществами излучения, способного проникать через вещества и ионизировать воздух (определение, данное Беккерелем).

Таким образом, стало очевидно, что атом является делимой частицей вещества, и возник вопрос о том, как он устроен. Рассмотр-

рим основные теории строения атома в порядке их исторического возникновения.

#### *Теории строения атома*

1. В 1904 г. Джозеф Томпсон предложил модель, называемую *пудинг с изюмом*. В данной модели атом рассматривался как сфера положительного заряда, в которой равномерно распределены электроны.

2. В 1908 г. Эрнест Резерфорд экспериментально доказал существование атомного ядра и на основании этого сформулировал *планетарную модель* строения атома:

а) атом уподоблен по своему виду строению Солнечной системы. В центре него находится положительно заряженное ядро с зарядом  $ze$ , где  $z$  — целое число,  $e$  — заряд электрона;

б) вокруг ядра по определенным орбитам вращается  $z$  электронов;

в) почти вся масса атома локализована в ядре.

Одним из недостатков данной модели является то, что она не объясняет устойчивость атома. При движении электрон испускает электромагнитное излучение в виде световых волн, при этом он теряет энергию и должен приблизиться к ядру и «упасть» на него. В этом случае время жизни электрона должно составлять  $\sim 10^{-8}$  с, что не является верным.

Кроме того, модель приводит к неправильным выводам о характере атомных спектров. При нагревании твердого, жидкого или газообразного тела происходит испускание им электромагнитного излучения, которое разлагается призмой с образованием спектра. Если предположить, что электрон приближается к ядру, то в этом случае спектр не может быть постоянным для каждого вещества, и это предположение в действительности не является верным.

3. В 1913 г. Нильс Бор сформулировал *квантовую модель* строения атома.

*Экспериментальной основой* теории Бора являются линейчатые спектры, которые испускают атомы различных элементов.

*Теоретической основой* является *квантовая теория света* Макса Планка (1900), который установил, что энергия излучается колеб-

лющимися атомами в твердом теле не непрерывно, а неделимыми порциями — квантами. Энергия такого кванта  $h\nu$ :

$$E = h\nu,$$

где  $\nu$  — частота излучения света,  $h$  — постоянная Планка ( $h = 6.626 \cdot 10^{-34}$  Дж · с).

*Постулаты Бора:*

а) электрон в атоме находится только в стационарных (квантовых) состояниях с дискретными значениями энергии  $E_1, E_2 \dots E_n$ ;

б) двигаясь по круговой стационарной орбите, электрон не излучает электромагнитную энергию;

в) излучение происходит при скачкообразном движении электрона с одной стационарной орбиты на другую, при этом излучается или поглощается электромагнитная энергия  $\Delta E = h\nu$ . Данное уравнение позволило вычислить частоты излучения, т. е. рассчитать спектры атомов.

Однако и в данной теории существуют недостатки, обусловленные тем, что теория является синтетическим гибридом правил квантования и законов классической механики:

а) исходя из данной теории непонятно, где находится электрон в момент перескока с одной орбиты на другую, так как он не может иметь энергию, кроме  $E_1, E_2$  и т. д.;

б) теория не объясняет состояния многоэлектронных атомов, почему возможны только круговые орбиты.

4. *Квантово-механическая* теория строения атома (1920–1930).

Для описания электромагнитного излучения привлекаются как *волновые*, так и *корпускулярные* представления. С одной стороны, квант энергии, т. е. фотон, — это волна, которая характеризуется такими понятиями, как длина и частота колебания:

$$\nu = \frac{c}{\lambda},$$

где  $c$  — скорость света в вакууме,  $\lambda$  — длина волны.

С другой стороны, электромагнитное излучение обладает массой и энергией, т. е. корпускулярными свойствами.

В 1924 г. Луи де Бройль предложил распространить корпускулярно-волновые представления на все частицы:

$$E = mc^2 = h\nu = \frac{hc}{\lambda},$$

следовательно,

$$\lambda = \frac{h}{mc}.$$

Если в полученном выражении заменить скорость света на скорость частицы, то оно приобретает вид:

$$\lambda = \frac{h}{mV},$$

где  $m$  — масса частицы,  $V$  — ее скорость.

Данное выражение является уравнением длины волны де Бройля.

Таким образом, был выявлен *корпускулярно-волновой дуализм частиц микромира*. Электрон является частицей, так как имеет массу. В то же время электрон является волной, так как испытывает интерференцию и дифракцию.

В 1927 г. Вернер Гейзенберг показал, что из-за корпускулярно-волновой двойственности невозможно одновременно точно определить положение частицы и ее скорость. Данное утверждение называют *принципом неопределенности Гейзенберга*, математическое выражение которого

$$\Delta x \cdot \Delta p_x \geq \frac{h}{2\pi},$$

т. е. чем точнее определяется координата частицы (чем меньше  $\Delta x$ ), тем менее точно определяется ее импульс ( $\Delta p_x$ ). Данный принцип справедлив только для частиц микромира.

Таким образом, электрон в атоме является и частицей, и волной, т. е. понятие «траектория» для него неприменимо, и принято говорить о *вероятности* его нахождения в элементе объема.

Поэтому в 1925 г. австрийский физик Эрвин Шредингер предположил, что состояние движущегося в атоме электрона должно



описываться уравнением стоячей электромагнитной волны (уравнение Шредингера):

$$\frac{d^2\Psi}{dx^2} + \frac{d^2\Psi}{dy^2} + \frac{d^2\Psi}{dz^2} = -\frac{8\pi^2m}{h^2}(E - E_n),$$

где  $E$  — полная энергия электрона в атоме,  $E_n$  — потенциальная энергия электрона.

Левая часть уравнения представляет собой сумму вторых частных производных волновой функции  $\Psi$  для трехмерного пространства по координатам  $x, y, z$ .

Для решения уравнения Шредингера необходимо перейти из декартовых координат в сферические:

$$\Psi(r, \theta, \varphi) = R(r)\Theta(\theta)\Phi(\varphi),$$

где  $R(r)$  — радиальная часть уравнения, а  $\Theta(\theta)\Phi(\varphi)$  — угловая часть.

Решить уравнение Шредингера — значит найти полную энергию электрона и зависимость волновой функции от координат. Однако точное решение существует только для атома водорода и водородоподобных систем (содержащих один электрон). Для многоэлектронных атомов существует только *приближенное* решение уравнения Шредингера.

В качестве *модели* состояния электрона в атоме принято представление об *электронном облаке*, которое представляет собой область пространства, в которой сосредоточена основная часть (~90 %) заряда и массы электрона.

При решении уравнения Шредингера получают три квантовых числа, характеризующих положение электрона в атоме:

$$R(r) = f(n, l); \Theta(\theta) = f(l, m_l); \Phi(\varphi) = f(m_l),$$

где  $n$  — главное квантовое число,  $l$  — орбитальное квантовое число,  $m_l$  — магнитное квантовое число.

Тогда можно сказать, что квадрат волновой функции  $\Psi^2$  — это атомная орбиталь (АО) — состояние электрона в атоме, характеризующееся определенными значениями квантовых чисел  $n, l, m_l$ . Геометрическим представлением АО является электронное облако.

АО характеризуется:

- радиусом;
- формой;
- расположением в пространстве относительно силовых линий ядра.

За каждую из этих характеристик отвечает определенное квантовое число.

#### *Квантовые числа*

1. *Главное квантовое число* ( $n$ ) может принимать любые целые положительные значения от 1, т. е.  $n = 1, 2, 3 \dots$ . Оно характеризует *энергию* электрона в атоме и *размер* атомной орбитали.

Электроны в атоме образуют определенные группы в соответствии с энергией, которая определяется главным квантовым числом  $n$ . Эти группы называются *энергетическими уровнями*. Таким образом, номер главного квантового числа — это номер уровня по направлению удаления от ядра.

Под размером атомной орбитали понимается ее радиус — расстояние от ядра до электрона, при котором электронная плотность максимальна.

2. *Орбитальное квантовое число* ( $l$ ) характеризует форму АО и энергию электрона в пределах подуровня. Может принимать значения от 0 до  $(n-1)$ , т. е. всего  $n$  значений.

3. *Магнитное квантовое число* ( $m_l$ ) характеризует способ расположения АО в пространстве относительно силовых линий ядра. Может принимать значения от  $-l$  до  $+l$ , т. е. всего  $(2l + 1)$  значений.

4. *Спиновое квантовое число* ( $m_s$ ).

Три квантовых числа  $n$ ,  $l$  и  $m_l$  описывают орбитальное движение электрона, т. е. его движение вокруг ядра. Однако исследование атомных спектров показало, что состояние электрона в атоме не характеризуется однозначно набором из трех квантовых чисел. Электрон имеет еще собственный момент движения, который характеризуется *спиновым* квантовым числом (*спином*). Спин может принимать значения  $m_s = +\frac{1}{2}$  либо  $m_s = -\frac{1}{2}$ , т. е. электрон вращается либо по, либо против часовой стрелки вокруг своей оси.

Таким образом, набор из четырех квантовых чисел однозначно определяет положение электрона в атоме:

- электроны с одним и тем же значением главного квантового числа составляют энергетический уровень;
- электроны с одним и тем же значением орбитального квантового числа составляют энергетический подуровень;
- число орбиталей на уровне равно  $n^2$ ;
- максимальное число электронов на уровне равно  $2n^2$ .

*Правила распределения электронов по уровням и подуровням*

#### 1. Принцип минимума энергии.

Электрон в атоме стремится занять наиболее низкий энергетический уровень, т. е. уровень с наименьшим значением главного квантового числа  $n$ .

#### 2. Принцип Паули.

В атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковы, т. е. на одной АО не может быть двух электронов с одинаковыми спинами.

#### 3. Правило Гунда.

Заполнение электронных оболочек АО одной энергии (т. е. одного энергетического подуровня) происходит таким образом, чтобы суммарный спин был максимален.

#### 4. Правила Клечковского:

а) заполнение электронами АО происходит в порядке возрастания суммы главного и орбитального квантовых чисел  $(n + l)$ , т. е. от меньшего к большему;

б) при одинаковом значении суммы  $(n + l)$  заполнение происходит в порядке возрастания главного квантового числа  $n$ .

Поскольку наполовину или полностью заполненный  $d$ -подуровень, т. е.  $d^5$  или  $d^{10}$ , является наиболее энергетически устойчивым, существует явление «проскока» электрона для реализации энергетически выгодной электронной конфигурации.

### ***Упражнения для самостоятельной работы***

1. Перечислите частицы, которые входят в состав ядра атома.
2. Какая характеристика атома определяет его электронное строение?

3. Дайте определение изотопа, приведите примеры изотопов:
- а) водорода;
  - б) магния.
4. Что характеризует:
- а) главное квантовое число;
  - б) орбитальное квантовое число;
  - в) магнитное квантовое число;
  - г) спиновое квантовое число?
5. Каким квантовым числом определяется количество атомных орбиталей:
- а) в энергетическом подуровне;
  - б) в энергетическом уровне?
6. Какое квантовое число определяет ориентацию электронного облака в пространстве?
7. Какое максимальное число электронов может находиться на  $s$ -,  $p$ -,  $d$ - и  $f$ -подуровнях?
8. Каково число  $s$ -,  $p$ -,  $d$ - и  $f$ -орбиталей на энергетическом уровне?
9. Какой подуровень в атоме заполняется электронами:
- а) после  $5s$ -подуровня;
  - б) после  $6s$ -подуровня;
  - в) после  $5d$ -подуровня;
  - г) после  $5f$ -подуровня?
- Какими правилами следует воспользоваться для ответа на данный вопрос?
10. Сколько электронов может находиться в одной атомной орбитали? Чем это обусловлено?
11. Какова форма:
- а)  $s$ -орбитали;
  - б)  $p$ -орбитали? Каков угол между  $p$ -орбиталями?
12. Какое максимальное число электронов может находиться:
- а) на 3-м энергетическом уровне;
  - б) на 2-м энергетическом уровне;
  - в) 4-м энергетическом уровне?
13. Назовите атомный номер элемента в Периодической системе, электронная формула которого  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$ .

### Тема 3. Периодический закон

#### *Теоретическая часть*

Периодический закон является одним из важнейших теоретических положений в химии, он был открыт Д. И. Менделеевым в 1869 г.



Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от их атомных весов (формулировка Д. И. Менделеева).

Однако для некоторых элементов принцип распределения по атомной массе нарушался. В 1912 г. Генри Мозли сформулировал закон, согласно которому величина зарядов ядер атомов последовательно растёт от элемента к элементу на единицу. Затем было определено, что порядковый номер элемента — это постоянная элемента, выражающая положительный заряд ядра его атома. В результате появилась **современная формулировка Периодического закона**.



Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов элемента.

*Физический смысл* Периодического закона заключается в периодическом изменении свойств элементов в результате периодически возобновляющихся сходных электронных оболочек атомов при последовательном возрастании значений главного квантового числа.

Графическим отображением Периодического закона является *Периодическая таблица*. Ее вертикальные графы называются *группами*, а горизонтальные — *периодами*, т. е. координатами каждого элемента в Периодической системе является номер группы и номер периода.

*Период* — горизонтальная последовательность элементов с одинаковым числом энергетических уровней, в которой происходит постепенное увеличение заряда ядра и заполнение энергетических уровней. Максимальное значение главного квантового числа равно номеру периода.

Периодическая система может быть представлена в разных формах (короткопериодная, длиннопериодная), но вне зависимости от этого она имеет семь периодов.

У элементов первого и второго периодов  $d$ -орбитали отсутствуют, а у элементов третьего периода — не заполняются. Однако у элементов четвертого периода происходит заполнение орбиталей в следующем порядке:  $4s$ ,  $3d$ ,  $4p$ . Элементы, имеющие частично заполненную  $d$ -орбиталь, называют  $d$ -элементами.

Соответственно тому, какие оболочки заполняются последними, можно выделить  $s$ -,  $p$ -,  $d$ - и  $f$ -элементы. Тогда в периоде может быть 2  $s$ -элемента, 6  $p$ -элементов, 10  $d$ -элементов и 14  $f$ -элементов. Следующие за лантаном элементы ( $4f$ -элементы) называются лантаноиды, а элементы, следующие за актинием ( $5f$ -элементы), — актиноиды. Каждое из семейств  $f$ -элементов располагается в одной клетке Периодической таблицы (вместе с лантаном либо с актинием); перечень  $f$ -элементов вынесен за пределы Периодической таблицы.

*Группа элементов* — вертикальная совокупность элементов, обладающих однотипными электронными конфигурациями и определенным химическим сходством.

В короткопериодном варианте Периодической таблицы выделяют восемь групп (обозначаются римскими цифрами от I до VIII соответственно), каждая из которых делится на главную (A) и побочную (B) подгруппы. В главных подгруппах находятся  $s$ - и  $p$ -элементы (непереходные элементы), в побочных —  $d$ - и  $f$ -элементы (переходные элементы).

Положение элементов в главных подгруппах определяется общим числом электронов внешнего слоя. Положение элементов в побочных подгруппах обусловлено общим числом  $s$ -электронов внешнего и  $d$ -электронов предвнешнего слоев.

*Свойства свободных атомов*

1. Радиус атома.

Выделяют орбитальный радиус атома, который рассчитывается теоретически, и эффективный, который определяется экспериментально.

*Орбитальный радиус* — это расстояние от ядра до максимума электронной плотности внешней электронной орбитали атома.

В периоде Периодической системы радиус уменьшается, так как растет заряд ядра и, следовательно, растет сила электронно-ядерного взаимодействия, а в группе возрастает (так как растет число электронных слоев). В группах *s*- и *p*-элементов радиус возрастает монотонно, в то время как в группах *d*-элементов при переходе от элементов четвертого периода к пятому радиус возрастает, а при переходе от пятого к шестому практически не изменяется, что обусловлено эффектом *лантаноидного сжатия*.

*Главная периодичность* — периодическое (немонотонное) изменение свойств атома в Периодической системе.

*Эффективный радиус* — это радиус, определяемый экспериментально из межъядерных расстояний в молекуле или кристалле и являющийся характеристикой связанного атома, т. е. атома, вовлеченного в химическую связь. Он зависит от природы химической связи, поэтому является приближенной величиной.

Выделяют также *ионные радиусы*. Потеря атомом электронов приводит к образованию *катиона*, что сопровождается уменьшением эффективного радиуса, а присоединение электронов с образованием *аниона* приводит к увеличению размеров по сравнению с электронейтральным атомом. В пределах одной подгруппы сверху вниз радиусы ионов одного заряда увеличиваются.

2. Энергия ионизации — энергия, необходимая для отрыва электрона от невозбужденного атома.

В периоде Периодической системы наблюдается увеличение энергии ионизации, обусловленное ростом заряда ядра и уменьшением радиуса атома. Однако данное увеличение происходит немонотонно, что связано с возникновением более энергетически выгодных конфигураций ионизированных атомов (с наполовину или полностью заполненным энергетическим подуровнем).

Явление немонотонного изменения свойств атома в периоде носит название *внутренняя периодичность*.

Изменение энергии ионизации в группе зависит от изменения радиуса и заряда атомов. Для *s*- и *p*-элементов в группе наиболее существенно меняется радиус, увеличение которого обуславливает уменьшение энергии ионизации. Для *d*-элементов решающим фактором является рост заряда ядра, который приводит к увеличению

энергии электронно-ядерного взаимодействия и росту энергии ионизации.

3. Энергия сродства к электрону — энергия, которая выделяется или поглощается при присоединении электрона к нейтральному изолированному атому.

В периоде Периодической системы энергия сродства к электрону в целом уменьшается, т. е. присоединение электрона становится более выгодным процессом, однако это уменьшение происходит немонотонно и обусловлено явлением внутренней периодичности.

В группе сверху вниз энергия сродства к электрону уменьшается, так как растет радиус и ослабевает притяжение внешних электронов к ядру. Однако данное уменьшение происходит немонотонно, что связано с явлением вторичной периодичности.

*Вторичная периодичность* — явление немонотонного изменения свойств атома в группе. Ее причиной является *каиносимметрия*.

Кайносимметричные элементы — элементы, у которых орбиталь данного типа ( $1s$ ,  $2p$ ,  $3d$  или  $4f$ ) появляется впервые. У кайносимметричной орбитали нет внутренних орбиталей той же симметрии, поэтому электроны, находящиеся на ней, испытывают более сильное притяжение к ядру по сравнению с электронами, находящимися на некаиносимметричной орбитали, так как не испытывают отталкивания со стороны орбиталей той же симметрии. Таким образом, радиус кайносимметричной орбитали, а значит, и радиус кайносимметричных элементов, аномально мал.

### *Упражнения для самостоятельной работы*

1. Как связан со строением атома атомный номер элемента в Периодической системе?

2. Определите число электронов в следующих ионах:  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ .

3. Назовите число неспаренных электронов в атоме азота в невозбужденном состоянии.

4. Назовите число свободных  $3d$ -орбиталей в атомах титана и ванадия.

5. Запишите электронную конфигурацию атомов углерода и кремния в возбужденном состоянии.



6. Запишите электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня атома элемента в невозбужденном состоянии, который образует высший оксид следующего состава:

а)  $\text{RO}_3$ ;

б)  $\text{RO}_2$ .

7. Запишите электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня элемента в невозбужденном состоянии, который образует летучее водородное соединение следующего состава:

а)  $\text{HЭ}$ ;

б)  $\text{H}_2\text{Э}$ ;

в)  $\text{ЭH}_3$ ;

г)  $\text{ЭH}_4$ .

8. Назовите элемент, атомы которого имеют максимальный радиус:

а) среди элементов VIA группы;

б) среди элементов III периода.

9. Как изменяются кислотные свойства высших оксидов в периоде с увеличением порядкового номера элемента?

10. Как изменяется электроотрицательность элементов:

а) в главных подгруппах с увеличением порядкового номера элемента;

б) в периоде с увеличением порядкового номера элемента?

11. Как изменяется атомный радиус элементов:

а) в главных подгруппах с увеличением порядкового номера элемента;

б) в периоде с увеличением порядкового номера элемента?

12. Как изменяются кислотные свойства гидроксидов:

а) главных подгрупп с увеличением порядкового номера элемента;

б) в периоде с увеличением порядкового номера элемента?

13. Исходя из местоположения химического элемента в Периодической системе, определите, к какому электронному семейству относится:

а) платина;

б) олово;

в) рубидий;

г) уран?

14. Запишите конфигурацию валентных электронов элемента:
- а) расположенного в V группе побочной подгруппы 4-го периода;
  - б) расположенного в VI группе главной подгруппы 5-го периода
15. Запишите химическую формулу водородного соединения, образованного элементом, электронная формула атома которого  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ .
16. Запишите химическую формулу высшего оксида, образованного элементом, электронная формула атома которого  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ .
17. Назовите, чему равна минимальная степень окисления:
- а) *p*-элементов V группы Периодической системы;
  - б) *d*-элементов III группы Периодической системы.
18. Какие химические элементы располагаются:
- а) в главных подгруппах Периодической системы;
  - б) в побочных подгруппах Периодической системы?
19. Запишите электронные конфигурации следующих ионов:  $Mn^{2+}$ ,  $P^{3+}$ ,  $S^{2-}$ ,  $Cl^-$ .
20. Определите, чему равно общее число электронов в ионах  $NH_4^+$ ,  $CO_3^{2-}$ ?

## Тема 4. Химическая связь

### Теоретическая часть

*Химическая связь* — это результат взаимодействия атомов, обусловленного перекрыванием их электронных облаков, которое сопровождается уменьшением полной энергии системы. Атом, вовлеченный в химическую связь, характеризуется рядом свойств.

*Свойства связанных атомов*

1. Эффективный радиус (см. тему 3).
  2. Валентность — это число электронных пар связи, образованное атомом в соединении. Валентность одного и того же элемента в различных соединениях может быть разной.
  3. Степень окисления — условный заряд атома в соединении, вычисленный из предположения, что соединение состоит из ионов.
- Суммарная степень окисления молекулы равна нулю, суммарная степень окисления иона равна заряду иона.

Максимальная степень окисления равна числу ионов, которые атом может отдать. Она равна номеру группы Периодической системы, в которой располагается химический элемент, за исключением:

- фтора и кислорода, так как это самые электроотрицательные элементы;
- инертных газов;
- элементов VIII и IB групп.

Минимальная степень окисления равна числу электронов, которые атом может принять. Для металлов она равняется нулю, а для неметаллов может быть вычислена как  $(N-8)$ , где  $N$  — номер группы Периодической системы, в которой располагается химический элемент.

В зависимости от характера распределения электронной плотности между атомами в соединении выделяют три типа химической связи: ковалентную, ионную и металлическую. В общем случае химическая связь определяется следующими характеристиками:

1. *Энергия связи* — энергия, необходимая для гомолитического разрыва связи (при котором у каждого атома остается по одному электрону), или выигрыш в энергии при образовании связи из отдельных атомов.

2. *Длина связи* — расстояние между центрами ядер атомов, соединенных химической связью.

3. *Полярность* — смещение электронной плотности связи в сторону более электроотрицательного элемента. Чем больше разность электроотрицательностей атомов, образующих связь, тем она более полярна.

4. *Насыщаемость* (будет рассмотрена далее).

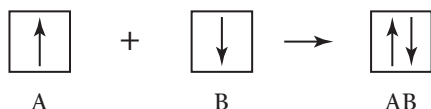
5. *Направленность* (будет рассмотрена далее).

Наиболее универсальным по своей природе типом связи является ковалентная связь. Ионную связь можно рассматривать как предельный случай ковалентной связи. Рассмотрим природу ковалентной связи и механизм ее образования. Первая гипотеза о природе ковалентной связи была выдвинута в 1916 г. Гилбертом Льюисом, который определил, что связь между атомами образуется вследствие появления между ними *общей электронной пары*, для образования которой каждый атом выделяет по одному неспарен-

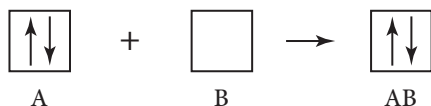
ному электрону. Тогда вокруг каждого атома образуется стабильная восьмиелектронная оболочка (октет электронов).

На основе идей Льюиса была разработана теория химической связи, получившая название *метод валентных связей* (ВС). В данном методе различают два механизма образования связи:

1. *Обменный*, при реализации которого каждый атом выделяет по одному электрону с противоположно направленными спинами для обобществления:



2. *Донорно-акцепторный*, в рамках которого происходит передача электронной пары на вакантную орбиталь другого атома. Частица, предоставляющая для связи пару электронов, называется *донором*, а частица со свободной орбиталью, принимающая электронную пару — *акцептором*:



### *Свойства ковалентной связи*

#### 1. Насыщаемость.

Атом имеет способность к образованию ограниченного числа ковалентных связей. В области связывания двух атомов может находиться только два электрона с противоположными спинами, а одна и та же атомная орбиталь не может быть использована дважды в образовании связи.

#### 2. Направленность.

Это свойство связи образовываться в определенном направлении в пространстве по отношению к другой связи. В зависимости от способа перекрывания и симметрии образующегося облака различают  $\sigma$ - и  $\pi$ -связи.

Осуществляется  $\sigma$ -связь при перекрывании облаков вдоль прямой линии, соединяющей ядра атомов (лобовое перекрывание). В образовании  $\sigma$ -связи могут принимать участие атомные орбитали:  $s+s$ ,  $s+p$ ,  $p+p$ ,  $s+d$ ,  $p+d$ ,  $d+d$ . При этом возможно образование только одной  $\sigma$ -связи между двумя атомными орбиталями.

Возникает  $\pi$ -связь при перекрывании электронных облаков по обе стороны от линии соединения атомов, т. е. при боковом перекрывании.

*Кратность связи* — число общих электронных пар связи, соединяющих два атома. Кратные связи возникают, если атомы имеют несколько неспаренных электронов.

В 1916 г. Вальтер Коссель сформулировал основы учения об ионной связи. *Ионная связь* — это связь, которая образуется между катионом и анионом в результате их электростатического взаимодействия.

#### *Свойства ионной связи*

##### 1. Ненаправленность.

Каждый ион имеет сферическое электрическое поле, действующее на ион противоположного заряда, причем в любом направлении эта сила взаимодействия будет определяться только величиной заряда и расстоянием между ионами (по закону Кулона), т. е. каждый ион окружает себя ионами противоположного заряда.

##### 2. Ненасыщенность.

К каждому иону может присоединяться различное число ионов противоположного заряда. Это число определяется размерами взаимодействующих ионов, т. е. понятие «валентность» к ионной связи неприменимо; используется термин «координационное число» (к. ч.), которое определяется как число ближайших к данному атому других частиц (атомов, ионов).

Как показывают исследования и квантово-механические расчеты, 100 % ионной связи не существует. Даже при взаимодействии щелочного металла и галогена, т. е. атомов со значительной разницей электроотрицательностей, не происходит полного удаления электрона от атома щелочного металла. Электрон только смещается к атому галогена, т. е. в области между ионами сохраняется область некоторой электронной плотности. И, поскольку не происходит

полного разделения зарядов (полного перехода электрона), атомы приобретают не номинальный заряд (равный количеству отданных или принятых электронов), а некоторый эффективный.

*Металлическая связь* — это многоцентровая химическая связь с дефицитом электронов в твердом или жидком состоянии, основанная на обобществлении валентных электронов.

Кристаллическая решетка металлов состоит из катионов, которые располагаются в узлах кристаллической решетки, а между ними находятся свободно движущиеся электроны, т.е. валентные электроны не закреплены за атомом, а принадлежат всему кристаллу одновременно (делокализованы). Модель, описывающая поведение электронов в металле, называется электронным газом.

Чистая металлическая связь (полное обобществление электронов) реализуется только для щелочных и щелочноземельных металлов (*s*-элементы). Для *p*- и *d*-металлов участие в обобществлении принимают только один-два электрона на атом. Остальные электроны идут на образование направленной ковалентной связи с другими атомами металла, т.е. связь в *p*- и *d*-металлах является ковалентно-металлической.

Общими свойствами ковалентной и металлической связи является обобществление электронов. Общими свойствами ионной и металлической связи являются ненасыщенность и ненаправленность.

Помимо уже рассмотренных типов химической связи, выделяют также *невалентные типы связи*, к которым относятся межмолекулярное взаимодействие и водородная связь.

*Межмолекулярное взаимодействие (силы Ван-дер-Ваальса)* — это силы притяжения между нейтральными атомами или молекулами, проявляющиеся на расстояниях, превосходящих размеры частиц. Силы Ван-дер-Ваальса характеризуются различными типами взаимодействия:

1. *Ориентационным* (диполь-дипольное), которое проявляется между полярными молекулами. Молекулы ориентируются противоположными полюсами друг к другу и происходит их взаимное притяжение.

2. *Индукционным*, проявляющимся между полярной молекулой и молекулой неполярной, но способной к поляризации. Под действи-

ем полярной молекулы неполярная молекула образует мгновенный (наведенный) диполь.

3. *Дисперсионным* между неполярными молекулами вследствие возникновения двух наведенных диполей. Данный тип взаимодействия является универсальным и проявляется во всех веществах молекулярного строения.

*Водородная связь* — это взаимодействие между положительно поляризованным атомом водорода одной молекулы и отрицательно поляризованным электроотрицательным атомом (F, O, N) другой молекулы. Образование водородной связи *не затрагивает* уже существующие ковалентные связи.

Феномен водородной связи обусловлен тем, что ион водорода обладает маленьким радиусом и при этом у него отсутствуют электронные слои, поэтому он может близко подойти к электроотрицательному атому другой молекулы.

### *Упражнения для самостоятельной работы*

1. Определите тип химической связи в следующих соединениях: аммиак, бромид калия, сульфид натрия, озон, углекислый газ, хлороводород, азот, железо, бромид натрия.

2. Какая химическая связь образуется между атомами элементов с порядковыми номерами:

а) 14 и 17;

б) 1 и 16?

3. Определите степень окисления серы в соединениях:  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .

4. Определите степень окисления азота в соединениях:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$ ,  $\text{HNO}_2$ .

5. Определите степень окисления марганца в соединениях:  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{MnO}_3$ ,  $\text{MnCl}_3$ .

6. Определите степень окисления кислорода в соединениях:  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{OF}_2$ .

7. Определите, в каком из перечисленных соединений азот проявляет наименьшую степень окисления:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{NaNH}_2$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{KNO}_2$ .

8. Определите, в каком из перечисленных соединений углерод проявляет наименьшую степень окисления:  $\text{Al}_4\text{C}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{C}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{KHCO}_3$ .

9. Определите, в каком из перечисленных соединений сера проявляет наименьшую степень окисления:  $\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_3$ .

10. Определите, в каком из перечисленных соединений хром проявляет высшую степень окисления:  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{CrSO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .

11. Определите, в каком из перечисленных соединений марганец проявляет высшую степень окисления:  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ .

12. Определите, в каком из перечисленных соединений сера проявляет высшую степень окисления:  $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$ ,  $\text{NaHSO}_3$ .

13. С каким из перечисленных элементов хлор проявляет положительную степень окисления в соединении: с серой, водородом, кислородом, железом?

14. С каким из перечисленных элементов фосфор проявляет отрицательную степень окисления: с кислородом, хлором, серой, магнием?

15. С каким из перечисленных элементов азот проявляет положительную степень окисления: с фтором, водородом, углеродом, натрием?

16. С каким из перечисленных элементов углерод проявляет отрицательную степень окисления: с алюминием, хлором, серой, кислородом?

17. Какой из перечисленных химических элементов является наиболее и наименее электроотрицательным:

- а) водород, фтор, азот, кислород;
- б) кремний, свинец, олово, углерод?

18. Какой из перечисленных атомов легче всего присоединяет электроны:

- а) серы, кремния, фосфора, селена;
- б) серы, хлора, селена, брома?

19. Какой из перечисленных атомов легче всего отдает электроны:

- а) рубидия, кремния, кальция, фосфора;
- б) серы, кремния, алюминия, натрия?

20. В каком соединении полярность связи наименьшая:

- а)  $\text{PH}_3$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ;
- б)  $\text{HBr}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{HCl}$ ?



21. В каком соединении полярность связи наибольшая:  
а)  $\text{HBr}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HF}$ ;  
б)  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{SiCl}_4$ ,  $\text{PCl}_5$ ,  $\text{AlCl}_3$ ?
22. В каком из перечисленных соединений одна из ковалентных связей образована по донорно-акцепторному механизму:  
а)  $\text{SiH}_4$ ,  $\text{CHCl}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Br}$ ,  $\text{CH}_3\text{Br}$ ;  
б)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{CH}_3\text{Cl}$ ,  $\text{SiH}_4$ ,  $\text{CBr}_4$ ?
23. В какой из перечисленных частиц присутствует донорно-акцепторная связь:  
а)  $\text{BF}_4^-$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{CCl}_4$ ;  
б)  $\text{BF}_3$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{NH}_3$ ?
24. В какой из перечисленных молекул валентность углерода равна 2:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{C}_3\text{H}_6$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$ ?
25. В какой из перечисленных молекул валентность кислорода равна 3:  $\text{O}_3$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{NO}_2$ ?
26. Сколько химических связей содержится в молекуле воды?
27. Сколько химических связей может образовать атом углерода, находящийся в возбужденном состоянии?
28. Для какого из перечисленных соединений водородная связь наибольшая:  
а)  $\text{NH}_3$ ,  $\text{C}_2\text{H}_6$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{CH}_4$ ;  
б)  $\text{PH}_3$ ,  $\text{C}_2\text{H}_2$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{HF}$ ?
29. В какой из перечисленных молекул длина связи наименьшая:  $\text{HI}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HF}$ ?
30. В какой из перечисленных молекул длина связи наибольшая:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{H}_2\text{Te}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ?
31. Назовите тип кристаллической решетки:  
а) хлорида натрия;  
б) меди;  
в) льда;  
г) алмаза.
32. В какой из перечисленных молекул имеются только  $\sigma$ -связи:  
а)  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{F}_2$ ;  
б)  $\text{SO}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{C}_2\text{H}_2$ ;  
в)  $\text{CO}_2$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{C}_6\text{H}_6$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ?

33. В какой из перечисленных молекул присутствует  $\pi$ -связь:  
а)  $\text{SiH}_4$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{H}_2$ ;  
б)  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{PBr}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ?
33. Каково число  $\sigma$ -связей в молекуле ортофосфорной кислоты?
34. Каково число  $\pi$ -связей в молекуле серной кислоты?
35. Каково число всех связей в молекуле сернистой кислоты?
36. В какой из данных молекул самое большое значение кратности связи:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ?

## Тема 5. Химическое равновесие в растворах электролитов

### *Теоретическая часть*

*Раствор* — гомогенная (однородная) система, состоящая из двух или более компонентов, состав которых можно менять в определенных пределах без нарушения однородности. Однородность раствора обусловлена тем, что растворенное вещество диспергировано в растворителе на молекулярном уровне (расщеплено до молекул или ионов).

Растворы состоят из растворителя и растворенного вещества (одного или более). *Растворитель* — вещество, которое находится в том же агрегатном состоянии, что и раствор. Если компоненты, образующие раствор, находятся в одном и том же агрегатном состоянии, растворителем следует считать то вещество, которое преобладает в растворе.

### *Концентрация растворов и способы ее выражения*

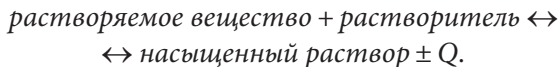
Концентрация является количественной характеристикой раствора и отражает относительное содержание растворенного вещества в растворе. Существуют различные способы выражения концентрации. Наиболее распространенными являются молярность и массовая доля.

*Молярность* ( $M$ ) — это количество молей растворенного вещества в 1 л раствора, имеет размерность моль на литр.

*Массовая доля* ( $\omega$ ) — это отношение массы растворенного вещества к массе раствора, выражается в долях либо в процентах.

### Образование растворов. Растворимость

При растворении вещества в выбранном растворителе при заданных температуре и давлении концентрация раствора увеличивается не бесконечно. Достигнув предельной концентрации, вещество перестает растворяться, что является признаком наступления равновесия:



Раствор, находящийся в равновесии с растворяемым веществом, называется *насыщенным*. *Ненасыщенный* раствор — раствор, в котором при данных температуре и давлении возможно дальнейшее растворение вещества. В определенных условиях вещества могут образовывать *пересыщенный* раствор — раствор, в котором содержание растворенного вещества больше, чем в насыщенном растворе. Такие растворы являются неустойчивыми и, переходя в насыщенные, выделяют избыток растворенного вещества (образуются кристаллы).

Существует деление веществ по их растворимости. За растворимость принимают концентрацию насыщенного раствора  $s$ :

- нерастворимые,  $s < 0.001$  моль/л;
- малорастворимые,  $s = 0.001 - 0.1$  моль/л;
- растворимые  $s > 0.1$  моль/л.

### Скорость химических реакций в растворах

Скорость химической реакции определяется числом молей вещества, превращенного за единицу времени в единице объема:

$$V = \frac{\Delta v}{V \Delta t},$$

где  $V$  — объем сосуда,  $\Delta t = t_2 - t_1$ ,  $\Delta v = v_2 - v_1$ . При постоянстве объема системы выражение для скорости реакции может быть записано как

$$V = \frac{\Delta c}{\Delta t},$$

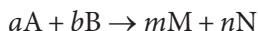
где  $\Delta c = \Delta v / V$  — изменение молярной концентрации.

Скорость химической реакции зависит от нескольких факторов: концентрации реагентов, температуры и присутствия катализатора.

1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов носит название **закон действия масс**.

При постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степени, равной коэффициенту перед веществом в уравнении реакции.

Для химической реакции



закон действия масс имеет вид:

$$V = k \cdot c_A^a \cdot c_B^b,$$

где  $k$  — коэффициент пропорциональности, называемый константой скорости реакции. Константа скорости реакции зависит от природы реагирующих веществ, температуры и действия катализатора и не зависит от концентрации веществ.

2. Количественная зависимость скорости реакции от температуры выражается эмпирическим **правилом Вант-Гоффа**:

При повышении температуры реакции на каждые  $10^\circ\text{C}$  скорость реакции возрастает в 2–4 раза, а при понижении температуры реакции на каждые  $10^\circ\text{C}$  скорость реакции во столько же раз уменьшается.

Число, показывающее, во сколько раз увеличивается скорость данной реакции при повышении температуры на  $10^\circ\text{C}$ , называется температурным коэффициентом скорости реакции  $\gamma$ :

$$\gamma = \frac{V_{t+10^\circ}}{V_t}.$$

Для большинства реакций это отношение колеблется в пределах от 2 до 4. Скорость реакции при любой температуре можно вычислить по формуле

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}.$$

3. *Катализ* — селективное изменение скорости химической реакции веществом, которое участвует в реакции, но количество и состав которого не меняются к моменту образования конечных продуктов.

*Катализатор* — вещество, ускоряющее химическую реакцию, а *ингибитор* — вещество, замедляющее ее. При этом катализатор и ингибитор не могут вызвать несуществующую реакцию, а могут только ускорить или замедлить существующую.

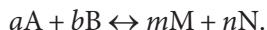
#### *Химическое равновесие*

Химические реакции по принципу обратимости подразделяются на обратимые и необратимые. *Необратимые* химические реакции протекают только в одном направлении и завершаются полным превращением исходных веществ в конечные продукты.

*Обратимые* реакции одновременно протекают в двух направлениях — прямом и обратном. В начальный момент времени скорость прямой реакции будет наибольшей, а скорость обратной реакции — равняться нулю. С течением времени скорость прямой реакции уменьшается, а обратной — увеличивается до тех пор, пока они не станут равны между собой.

Состояние, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной, называется *состоянием химического равновесия*. Концентрации реагирующих веществ и продуктов реакции, которые устанавливаются при химическом равновесии, называются *равновесными концентрациями* и записываются в квадратных скобках.

Рассмотрим обратимую реакцию



Скорость прямой реакции

$$V_1 = k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b,$$

скорость обратной реакции

$$V_2 = k_2 \cdot [M]^m \cdot [N]^n.$$

В состоянии равновесия скорости прямой и обратной реакций равны, следовательно:


$$k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b = k_2 \cdot [M]^m \cdot [N]^n,$$

тогда константа реакции может быть выражена как

$$K_p = \frac{[M]^m \cdot [N]^n}{[A]^a \cdot [B]^b}.$$

Величина  $K_p$  определяет глубину протекания процесса к моменту достижения равновесия: чем больше  $K_p$ , тем больше степень превращения реагентов в продукты.

На состояние химического равновесия оказывает влияние концентрация реагирующих веществ, температура и давление (для газообразных веществ). При изменении одного из условий равновесие нарушается, и концентрация реагирующих веществ будет изменяться до тех пор, пока не установится новое равновесие. Такой переход из одного равновесного состояния в другое называется *смещением равновесия*. Направление сдвига химического равновесия в результате изменения внешних условий определяется принципом Ле-Шателье.

 Если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказать какое-либо воздействие, то равновесие сместится в направлении уменьшения этого воздействия.

Все химические реакции в растворах можно классифицировать следующим образом (рис. 1).

*Окислительно-восстановительные реакции* (ОВР) — это реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ, т. е. в ОВР протекает про-

цесс переноса электронов: один элемент отдает электроны, а другой их принимает.

Процесс отдачи электронов называется *окислением*, а вещество, отдающее электрон, называется *восстановителем*. Процесс присоединения электрона называется *восстановление*, а вещество, принимающее электроны, называется *окислителем*.

*Реакции, протекающие без изменения степени окисления*

*Растворы электролитов*

*Электролиты* — это вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток. К электролитам относятся кислоты, основания и соли.

В 1887 г. Сванте Аррениус, анализируя способность растворов проводить электрический ток, сформулировал основные положения *теории электролитической диссоциации*:

1. При растворении электролитов в воде происходит диссоциация (распад) этих веществ с образованием заряженных частиц — катионов и анионов.

2. Электрическая проводимость растворов прямо пропорциональна общей концентрации ионов в растворе.

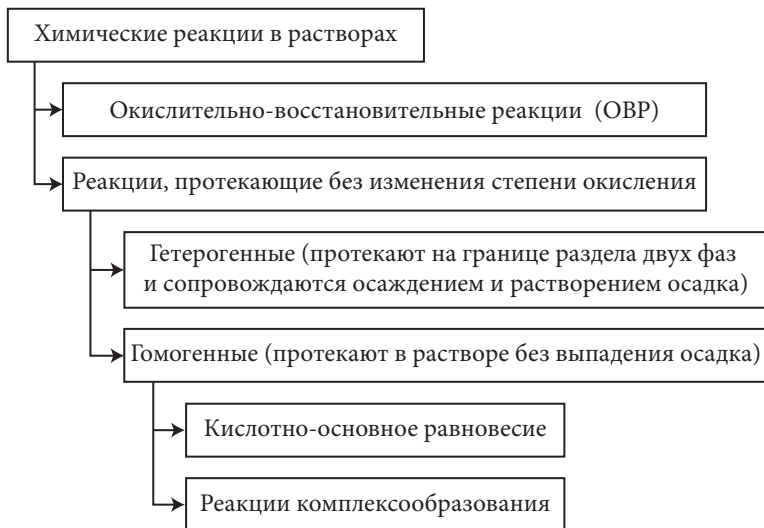


Рис. 1. Типы химических реакций в растворах

3. Процесс диссоциации обратим, наряду с ним идет процесс ассоциации ионов.

Количественными характеристиками электролитической диссоциации являются степень диссоциации и константа диссоциации.

*Степень диссоциации* ( $\alpha$ ) определяется как отношение числа ионизированных молекул в растворе к общему числу молекул; выражается в долях либо в процентах. По величине  $\alpha$  электролиты делятся на сильные ( $\alpha > 30\%$ ), средние ( $30 < \alpha < 3\%$ ) и слабые ( $\alpha < 3\%$ ).

*Константа диссоциации* ( $K_d$ ) представляет собой константу равновесия для процесса электролитической диссоциации:

$$AB \leftrightarrow A^+ + B^-,$$
$$K_d = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]}.$$

Константа диссоциации зависит от природы электролита и температуры. Чем выше константа, тем легче электролит подвергается диссоциации.

*Теория кислот и оснований Аррениуса*

*Кислота* — электролит, диссоциирующий с образованием ионов водорода  $H^+$ .

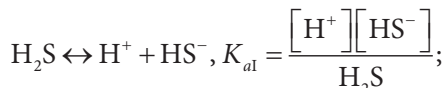
Для одноосновной кислоты, диссоциирующей в водном растворе, согласно уравнению



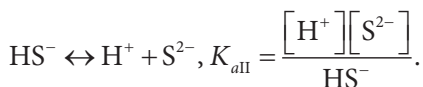
константа равновесия называется константой кислотности  $K_a$  и записывается в виде

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}.$$

Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато, каждой ступени соответствует константа кислотности:







Суммарному процессу  $\text{H}_2\text{S} \leftrightarrow 2\text{H}^+ + \text{S}^{2-}$  соответствует константа  $K_a = K_{aI} \cdot K_{aII}$ .

По величине  $K_a$  можно оценить силу кислоты. Чем  $K_a$  больше, тем кислота сильнее, так как в растворе находится больше ионов  $\text{H}^+$ .

*Основание* — электролит, диссоциирующий с образованием гидроксид-ионов  $\text{OH}^-$ .

Для основания, диссоциирующего в водном растворе, согласно уравнению



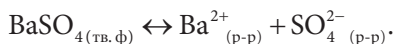
константа равновесия называется константой основности  $K_b$  и записывается в виде

$$K_b = \frac{[\text{B}^+][\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]}.$$

### *Гетерогенное равновесие в растворах электролитов*

При растворении твердого тела в воде растворение прекращается, когда происходит насыщение раствора, т. е. устанавливается равновесие между растворяемым веществом в твердой фазе в растворителе.

Рассмотрим равновесие между жидкой и твердой фазой:



Константа равновесия для данной реакции записывается как

$$K_p = \frac{[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{BaSO}_4]}.$$

Гетерогенное равновесие характеризуется константой — произведением растворимости ПР:

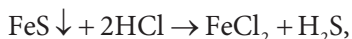
$$K_p[\text{BaSO}_4] = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = \text{ПР} = 1.1 \cdot 10^{-10}.$$

ПР — это произведение молярных концентраций ионов малорастворимой соли в насыщенном растворе в степенях, соответствующих их стехиометрическим индексам. Чем меньше значение ПР, тем соль менее растворима.

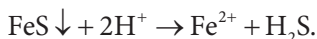
### *Направленность гетерогенных реакций*

#### 1. Растворение осадка.

Реакции, молекулярное уравнение которой



соответствует сокращенное ионное уравнение



В ионно-молекулярных уравнениях в виде ионов записывают сильные электролиты, а в виде молекул — малорастворимые соединения, слабые электролиты и газы (т. е. те, которые практически не подвергаются диссоциации).

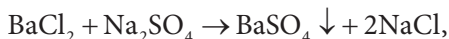
Константа равновесия указанной выше реакции может быть записана как

$$K_p = \frac{[\text{Fe}^{2+}][\text{H}_2\text{S}]}{[\text{FeS}][\text{H}^+]^2} \cdot \frac{[\text{S}^{2-}]}{[\text{S}^{2-}]} = \frac{\text{ПР}(\text{FeS})}{K_a^{1,2}(\text{H}_2\text{S})} = \frac{5 \cdot 10^{-18}}{6 \cdot 10^{-22}} = 8.3 \cdot 10^3.$$

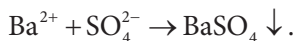
Таким образом, задача сводится к нахождению частных равновесий и табличных констант. Если константа реакции больше единицы, то данная реакция возможна.

#### 2. Образование осадка.

Реакции, молекулярное уравнение которой



соответствует сокращенное ионное уравнение

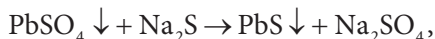


Константа равновесия указанной выше реакции записывается как

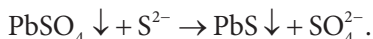
$$K_p = \frac{[\text{BaSO}_4]}{[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]} = \frac{1}{\text{ПР}(\text{BaSO}_4)} = \frac{1}{1.1 \cdot 10^{-10}} = 0.9 \cdot 10^{10}.$$

Так как  $K_p > 1$ , данная реакция термодинамически возможна в стандартных условиях.

3. Растворение осадка с образованием нового осадка.  
Реакции, молекулярное уравнение которой



соответствует сокращенное ионное уравнение



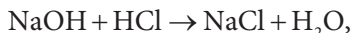
Константа равновесия указанной выше реакции записывается как

$$K_p = \frac{[\text{PbS}][\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{PbSO}_4][\text{S}^{2-}]} \cdot \frac{[\text{Pb}^{2+}]}{[\text{Pb}^{2+}]} = \frac{\text{ПР}(\text{PbSO}_4)}{\text{ПР}(\text{PbS})} = \frac{1.6 \cdot 10^{-8}}{10^{-27}} = 1.6 \cdot 10^{19}.$$

Таким образом, условием перевода осадок 1  $\rightarrow$  осадок 2 является соотношение  $\text{ПР}_1 > \text{ПР}_2$ .

*Гомогенное равновесие*

1. Взаимодействие сильной кислоты и сильного основания:

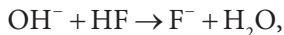
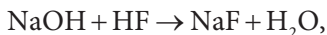


$$K_p = \frac{[\text{H}_2\text{O}]}{[\text{H}^+][\text{OH}^-]} = \frac{1}{K_w} = 10^{14},$$

где  $K_w$  — ионное произведение воды, равное  $10^{-14}$  моль/л при температуре 25 °С.

Таким образом, для данного типа взаимодействия константа реакции не зависит от природы основания и кислоты.

2. Взаимодействие сильного основания и слабой кислоты:

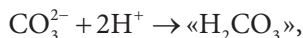
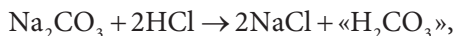


$$K_p = \frac{[\text{F}^-][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{OH}^-][\text{HF}]} \cdot \frac{[\text{H}^+]}{[\text{H}^+]} = \frac{K_a(\text{HF})}{K_w} = \frac{6.6 \cdot 10^{-4}}{10^{-14}} = 6.6 \cdot 10^{10}.$$

Для данного типа взаимодействия константа реакции зависит от соотношения  $\frac{K_a}{K_w}$ , т.е. зависит от природы слабого электролита.

Условием одностороннего протекания реакции (т.е. когда реакция протекает практически до конца) является образование в ходе реакции мало диссоциирующего соединения (осадка, воды, слабого основания, слабой кислоты).

3. Взаимодействие «соль + кислота → кислота + соль»:



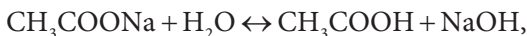
$$K_p = \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3]}{[\text{H}^+]^2 [\text{CO}_3^{2-}]} = \frac{1}{K_{a1} \cdot K_{a2}} = \frac{1}{4.5 \cdot 10^{-7} \cdot 4.7 \cdot 10^{-11}} = 2.1 \cdot 10^{19}.$$

Таким образом, реакция данного типа протекает, если сильная кислота вытесняет более слабую из раствора ее соли.

*Гидролиз*

*Гидролиз* — это процесс обменного разложения между водой и растворенным веществом, приводящий к образованию более слабого электролита и изменению кислотности среды. Гидролизу подвергаются соединения с ионной связью (соли).

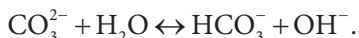
1. Гидролиз по аниону протекает для солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой:



$$K_p = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_2\text{O}]} \cdot \frac{[\text{H}^+]}{[\text{H}^+]} = \frac{K_w}{K_{a1}(\text{CH}_3\text{COOH})} = \frac{10^{-14}}{1.7 \cdot 10^{-5}} = 6 \cdot 10^{-10} = K_r.$$

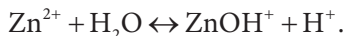
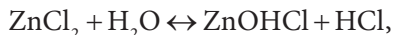
Константа равновесия реакции гидролиза называется константой гидролиза  $K_r$ . Данная константа характеризует способность соли к гидролизу. Чем  $K_r$  больше, тем в большей степени соль подвергается гидролизу.

Гидролиз солей, образованных слабыми многоосновными кислотами, происходит ступенчато, однако гидролиз в основном протекает по первой ступени:



Если не создается специальных условий, то гидролиз соли (без присутствия в растворе других веществ) протекает преимущественно по первой ступени.

2. Гидролиз по катиону протекает для солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой:



3. Для солей, образованных слабой кислотой и слабым основанием, протекает гидролиз и по катиону, и по аниону.

4. Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, гидролизу не подвергаются.

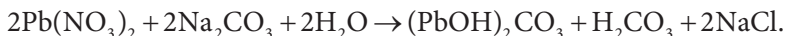
*Совместный гидролиз солей* происходит в том случае, если одна соль образована слабым основанием, а другая — слабой кислотой.

1. При совместном гидролизе соли, образованной слабым основанием (степень окисления металла больше или равна трем), и соли, образованной слабой кислотой, образуется слабое основание и слабая кислота, т. е. гидролиз протекает до конца и необратимо:



2. При совместном гидролизе соли, образованной слабым основанием (степень окисления металла равна двум), и соли, образован-

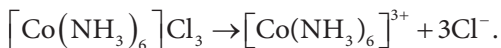
ной слабой кислотой, образуется основная соль и слабая кислота (за исключением солей  $\text{Hg}^{2+}$  и  $\text{Be}^{2+}$ ):



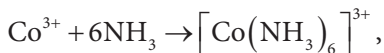
#### *Реакции комплексообразования*

Существует особая группа соединений, состав которых не находит объяснения с точки зрения классической теории валентности. Такие соединения, как  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CoCl}_3$ , являются соединениями первого порядка, в которых элементы проявляют свою обычную, стехиометрическую валентность. При взаимодействии соединений первого порядка друг с другом могут образовываться соединения высшего порядка, у которых координация больше стехиометрической (максимальной) валентности (т.е. степень окисления элемента ниже его координационного числа). Такие сложные частицы, построенные из простых, называются *комплексными соединениями*.

Комплексные соединения (КС) состоят из внутренней и внешней сферы. *Внутренняя сфера* — та часть КС, которая не распадается в растворе на ионы. *Внешняя сфера* — та часть КС, которая легко отрывается в растворе от внутренней сферы. В соединении  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$  внутренней сферой является часть КС, заключенного в квадратные скобки, хлорид-ионы составляют внешнюю сферу КС. В растворе КС диссоциирует на внутреннюю и внешнюю сферы:



Устойчивость КС характеризуется константой устойчивости  $K_{\text{уст}}$ , которая является константой равновесия реакции образования внутренней сферы комплекса:



$$K_{\text{уст}} = \frac{[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}}{[\text{Co}^{3+}][\text{NH}_3]^6} = 10^{35}.$$

*Комплексообразователь* — это центральный атом или ион (катион), вокруг которого координируются ионы или молекулы, называемые лигандами.

*Лиганды* — это молекулы или ионы внутренней сферы КС, связанные с комплексообразователем. Лиганды могут быть как заряженными ( $F^-$ ,  $Cl^-$ ,  $CN^-$ ), так и нейтральными ( $NH_3$ ,  $H_2O$ ,  $CO$ ).

*Координационное число* (КЧ) — это число мест во внутренней сфере КС, которое занято лигандами. КЧ зависит:

1. От радиуса комплексообразователя и лиганда: чем больше радиус комплексообразователя и меньше радиус лиганда, тем больше КЧ.
2. От того, заряжен лиганд или нет: КЧ в случае нейтральных лигандов больше, чем в случае заряженных.

#### *Номенклатура комплексных соединений*

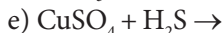
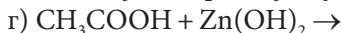
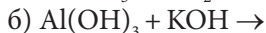
1. *Анионные комплексы* начинают называть с указания состава внутренней сферы (лигандов). Сначала называют анионы с числовым префиксом (ди-, три-, тетра- и т.д.) и окончанием -о: «фторо» ( $F^-$ ), «гидроксо» ( $OH^-$ ). Затем называют нейтральные лиганды:  $H_2O$  — аква;  $NH_3$  — аммин;  $CO$  — карбонил; порядок перечисления — алфавитный. Далее называют комплексообразователь, используя корень латинского названия с окончанием -ат: феррат ( $Fe^{3+}$ ), кобальтат ( $Co^{3+}$ ). В скобках римскими цифрами указывается заряд иона-комплексообразователя:  $K_3[Fe(CN)_6]$  — гексацианоферрат (III) калия.

2. К *катионным комплексам* относятся те же правила, однако комплексообразователь называют русским названием элемента:  $[Co(NH_3)_6]Cl_3$  — гексаммин кобальт (III) хлорид.

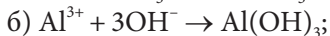
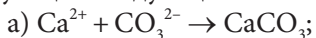
3. *Нейтральные комплексы* называют так же, как и катионные:  $[Co(NO_3)_3NH_3]$  — тринитроаммин кобальт (III).

#### *Упражнения для самостоятельной работы*

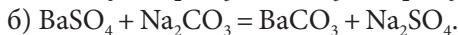
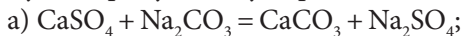
1. Напишите уравнения следующих реакций в ионной форме:



2. Напишите в молекулярном виде уравнения реакций, соответствующие следующим ионным уравнениям:



3. Учитывая величины ПР труднорастворимых веществ, оцените, в какую сторону сминуто равновесие в следующих системах:



4. Пользуясь величинами ПР для солей  $\text{AgI}$ ,  $\text{PbS}$ ,  $\text{BaCO}_3$ ,  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{PbCl}_2$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , сравните их растворимость.

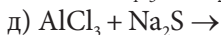
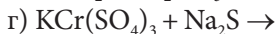
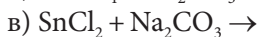
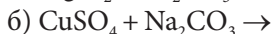
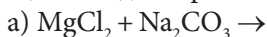
5. Напишите уравнение реакции взаимодействия водных растворов:

а) плавиковой кислоты и гидрофосфата натрия;

б) карбоната кальция и уксусной кислоты;

в) нитрата бария и карбоната натрия. Вычислите константу равновесия для каждой реакции и сделайте вывод о возможности ее протекания.

6. На основе закономерностей протекания совместного гидролиза солей напишите в ионной форме уравнения реакций, протекающих в водных растворах:



7. Определите заряд комплекса, степень окисления и координационное число комплексообразователя для следующих комплексных соединений:  $\text{K}_4[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ ,  $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}_2$ ,  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ ,  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_4$ ,  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3(\text{H}_2\text{O})_3]\text{Cl}_3$ ,  $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ . Какие из данных соединений содержат катионный комплекс, какие — анионный, а какие комплексы электронеутральны? Назовите данные комплексные соединения.

8. Составьте формулы и приведите названия комплексных ионов хрома (III), если координационное число его равно 6, а лигандами являются молекулы  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$  и ионы  $\text{F}^-$ ,  $\text{OH}^-$ .



# ОСНОВЫ ХИМИИ ЭЛЕМЕНТОВ

## Раздел 1. Металлы

*Металлы* — это группа элементов, которые в виде простых веществ обладают характерными свойствами:

- ковкостью;
- пластичностью;
- высокой тепло- и электропроводностью;
- металлическим блеском и непрозрачностью;
- увеличением сопротивления с ростом температуры.

Все *s*- и *d*-элементы являются металлами. Для *p*-элементов верно утверждение, которое гласит, что если в Периодической системе химических элементов провести диагональ от бериллия к астату, то в левом нижнем углу таблицы будут находиться элементы-металлы, а в правом верхнем — элементы-неметаллы.

### Тема 1. Металлы — элементы главных подгрупп

#### *Теоретическая часть*

IA группу Периодической системы образуют щелочные металлы (конфигурация внешнего электронного уровня  $ns^1$ ). Все элементы данной группы имеют металлическую связь. Так как ее энергия

ниже, чем у ионной и ковалентной, температуры кипения и плавления элементов IA группы сравнительно невысокие. Все металлы хорошо режутся ножом, на воздухе неустойчивы. Для предотвращения контакта с воздухом литий, натрий и калий хранят под слоем керосина, а рубидий и цезий — в запаянных ампулах. На воздухе литий покрывается серой окисдно-нитридной пленкой, а остальные металлы — окисдно-пероксидной.

Для металлов IA группы выражены восстановительные свойства, так как процесс отдачи единственного электрона с валентного уровня  $ns^1$  с образованием степени окисления +1 протекает легко.

Элементы IA группы вступают в химические реакции с водой (с образованием гидроксидов) и со спиртами (с образованием алкоголятов). Гидроксиды MOH являются сильными основаниями (щелочами).

В степени окисления +1 образуют оксиды  $M_2O$ , гидроксиды MOH, пероксиды  $M_2O_2$ , гидриды MH, сульфиды  $M_2S$ , соли. Большинство солей, образованных элементами IA группы, являются растворимыми.

Ионы натрия и калия играют важную биологическую роль в организме человека. Они распределены по всему организму, причем первые входят в состав преимущественно межклеточных жидкостей, а вторые находятся главным образом внутри клеток. Внутриклеточная концентрация ионов натрия составляет менее 10 % его содержания во внеклеточной жидкости, тогда как концентрация ионов калия внутри клеток почти в 30 раз выше, чем вне их.

С ионами  $Na^+$  связано осмотическое давление жидкостей, удержание воды тканями (15 г NaCl задерживает в организме человека до двух литров жидкости), поддержание кислотно-щелочного равновесия в организме ( $NaHCO_3$  — щелочной резерв крови — компонент гидрокарбонатной буферной системы), перенос аминокислот и сахаров через клеточную мембрану.

Ионы  $Na^+$  и  $K^+$  активируют ( $Na^+ + K^+$ )-аденозинтрифосфатазу клеточных мембран, которая «выкачивает» ионы  $Na^+$  из клетки и обеспечивает сопряженное накопление ионов  $K^+$  в клетке. Различные концентрации двух данных ионов по разные стороны мембраны обуславливают возникновение трансмембранной разности потенци-

алов (до 100 мВ), что обеспечивает существование легкодоступного источника энергии для многих связанных с функционированием мембран процессов.

IIA группу Периодической системы образуют щелочно-земельные металлы (конфигурация внешнего электронного уровня  $ns^2$ ). Как и элементы IA группы, они являются очень активными, окисляются кислород воздуха, а потому также хранятся под слоем керосина. Наиболее устойчивой степенью окисления является +2.

В степени окисления +2 элементы образуют оксиды MO, гидроксиды  $M(OH)_2$ , гидриды  $MH_2$ , сульфиды MS, карбиды  $MC_2$ , соли. Растворимыми солями являются нитраты и галогениды (кроме фторидов). Нерастворимы сульфаты, карбонаты, фосфаты.

Кальций является одним из пяти (O, C, H, N, Ca) наиболее распространенных элементов в организме человека (1.5 %). Основная масса имеющегося в организме кальция находится в костях и зубах. В состав плотного матрикса кости входит устойчивая форма фосфата кальция  $Ca_5(PO_4)_3OH$ . Фракция внекостного кальция, хотя она составляет всего 1 % его общего содержания в организме, важна из-за ее воздействия на свертываемость крови, нервно-мышечную возбудимость и сердечную мышцу.

Магний содержится в организме человека в количестве около 40 г, из них более половины находится в костной ткани. Основная масса магния, находящегося вне костей, сосредоточена внутри клеток. Ионы  $Mg^{2+}$  являются вторыми по содержанию внутриклеточными катионами после ионов  $K^+$ . Поэтому ионы  $Mg^{2+}$  играют важную роль в поддержании осмотического давления внутри клеток. В организме человека и животных ионы  $Mg^{2+}$  являются одними из основных активаторов ферментативных процессов.

Конфигурация внешнего электронного уровня элементов IIIA группы  $ns^2np^1$ . Возможными степенями окисления являются +1 и +3. Сверху вниз по группе наблюдается уменьшение устойчивости максимальной степени окисления (+3).

В степени окисления +3 элементы образуют оксиды  $E_2O_3$  (табл. 1), гидроксиды  $E(OH)_3$  (табл. 2), галогениды  $EG_3$ , сульфиды  $E_2S_3$ , соли. Из всех оксидов и гидроксидов растворимы в воде только соединения бора  $B_2O_3$  и  $B(OH)_3 \equiv H_3BO_3$ .

Таблица 1

## Оксиды элементов IIIA группы в степени окисления +3

Элемент	$B_2O_3$	$Al_2O_3$	$Ga_2O_3$	$In_2O_3$	$Tl_2O_3$
Оксид	Кислотный	Амфотерный	Амфотерный	Амфотерный с преобладанием основных свойств	Основной

Таблица 2

## Гидроксиды элементов IIIA группы в степени окисления +3

Элемент	$H_3BO_3$	$Al(OH)_3$	$Ga(OH)_3$	$In(OH)_3$	$Tl(OH)_3$
Гидроксид	Слабая кислота	Амфолит	Идеальный амфолит	Гидроксид с преобладанием основных свойств	Основание

**Упражнения для самостоятельной работы**

1. Запишите электронную конфигурацию валентных электронов металлов в невозбужденном состоянии для элементов:

- а) IA группы;
- б) IIA группы;
- в) IIIA группы.

2. В виде каких соединений в природе встречаются следующие элементы:

- а) калий;
- б) магний;
- в) кальций;
- г) алюминий?

3. Запишите реакции получения:

- а) натрия;
- б) магния;
- в) алюминия.

4. Какие продукты реакции образуются при сгорании в кислороде:

- а) лития;
- б) натрия;
- в) калия?

5. В какой цвет окрашивают пламя соединения:
- а) калия;
  - б) натрия;
  - в) кальция;
  - г) бария;
  - д) стронция?
6. С помощью какого вещества можно отличить водные растворы:
- а) хлорида натрия и хлорида лития;
  - б) растворы хлорида магния и хлорида бария?
7. Какие продукты образуются при взаимодействии пероксида натрия с угарным газом?
8. В чем можно растворить металлический алюминий при стандартных условиях? Приведите уравнения реакций.

## Тема 2. Металлы — элементы побочных подгрупп

### *Теоретическая часть*

Все элементы побочных подгрупп Периодической системы относятся к электронному семейству *d*-элементов и являются металлами. В настоящем издании мы рассмотрим краткую характеристику *3d*-металлов.

Титан и ванадий имеют конфигурацию внешней электронной оболочки  $[\text{Ar}]3d^24s^2$  и  $[\text{Ar}]3d^34s^2$  соответственно. Простые вещества титан и ванадий малоактивны из-за прочной оксидной пленки, которая растворяется только в смеси концентрированных азотной и плавиковой кислот.

В рядах  $\text{TiO} — \text{Ti}_2\text{O}_3 — \text{TiO}_2$  и  $\text{VO} — \text{V}_2\text{O}_3 — \text{VO}_2 — \text{V}_2\text{O}_5$ , т. е. с увеличением степени окисления элемента, возрастают кислотные свойства оксидов.

Наиболее устойчивыми степенями окисления для ванадия являются +4 и +5, для титана +4. Соответственно с понижением степени окисления элемента происходит увеличение восстановительных свойств.

Хром и марганец имеют конфигурацию внешней электронной оболочки  $[\text{Ar}]3d^54s^1$  и  $[\text{Ar}]3d^54s^2$  соответственно. Наиболее устойчивой степени окисления для хрома является +3, для марганца +2 и +4. Марганец и хром как простые вещества малоактивны из-за прочной оксидной пленки, образующейся на их поверхности. Как для титана и ванадия, для марганца и хрома с увеличением степени окисления элементов возрастают кислотные свойства образуемых ими оксидов:

Степень окисления металла	+6	+4	+3	+2
Формула оксида	$\text{CrO}_3$	$\text{CrO}_2$	$\text{Cr}_2\text{O}_3$	$\text{CrO}$
Характер оксида	Кислотный	Амфотерный с преобладанием кислотных свойств	Амфотерный с преобладанием основных свойств	Основный

Так как наиболее неустойчивыми степенями окисления для марганца и хрома являются максимальные (+7 и +6 соответственно), то соединения  $\text{Mn}^{+7}$  и  $\text{Cr}^{+6}$  обладают наибольшей окислительной способностью. Вследствие того, что в ряду  $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Cr}^{+6}$  возрастает устойчивость максимальной степени окисления (и соответственно уменьшаются окислительные свойства),  $\text{Mn}^{+7}$  является более сильным окислителем, чем  $\text{Cr}^{+6}$ .

Рассмотрим устойчивость соединений марганца и хрома в промежуточных степенях окисления:

1)  $\text{Mn}^{+6}$  и  $\text{Mn}^{+5}$  — неустойчивые степени окисления, возможно диспропорционирование в водных растворах:



2)  $\text{Mn}^{+4}$  — устойчивая степень окисления, диспропорционирование в водных растворах невозможно;

3) для  $\text{Mn}^{+3}$  возможно диспропорционирование в кислой среде, восстановительные свойства проявляются только в щелочной среде;

4)  $\text{Mn}^{+2}$  является очень слабым восстановителем;

5)  $\text{Cr}^{+3}$  — устойчивая степень окисления, диспропорционирование в водных растворах невозможно, слабые окислительные свойства проявляются в кислой среде, достаточно сильные восстановительные свойства проявляются в щелочной среде;

6)  $\text{Cr}^{+2}$  является очень слабым окислителем и сильным восстановителем.

Хром является постоянной составной частью растительных и животных организмов. Биологическая активность хрома объясняется главным образом способностью ионов  $\text{Cr}^{3+}$  образовывать комплексные соединения. Например, ионы  $\text{Cr}^{3+}$  участвуют в стабилизации структуры нуклеиновых кислот.

Биогенная функция ионов  $\text{Mn}^{2+}$  состоит в регуляции активности ферментов, поэтому ионы  $\text{Mn}^{2+}$  обладают широким спектром биологических эффектов: оказывают влияние на кроветворение, минеральный обмен, рост, размножение и т. д. Кроме того, ионы  $\text{Mn}^{2+}$  стабилизируют структуру нуклеиновых кислот.

Железо, кобальт и никель имеют конфигурацию внешней электронной оболочки  $[\text{Ar}]3d^6 4s^2$ ,  $[\text{Ar}]3d^7 4s^2$  и  $[\text{Ar}]3d^8 4s^2$  соответственно. Наиболее устойчивой степенью окисления для железа является +3, для кобальта +2 (в растворах) и +3 (в комплексных соединениях), для никеля +2. С увеличением числа электронов на  $d$ -подуровне возрастает их притяжение к ядру, что приводит к уменьшению их способности участвовать в образовании связей и, соответственно, к росту устойчивости степени окисления +2.

В ряду простых веществ  $\text{Fe} — \text{Co} — \text{Ni}$  уменьшается восстановительная активность, так как возрастает число валентных электронов и, соответственно, растет их притяжение к ядру.

В степени окисления +2 железо, кобальт и никель образуют основные оксиды и гидроксиды общей формулы ЭО и Э(ОН)<sub>2</sub>. Окислительно-восстановительные свойства изменяются следующим образом:

Ион	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Co}^{2+}$	$\text{Ni}^{2+}$
Окислительные свойства	Возрастают слева направо, все ионы металлов являются слабыми окислителями		
Восстановительные свойства	Уменьшаются слева направо; $\text{Fe}^{2+}$ — мягкий восстановитель, $\text{Co}^{2+}$ и $\text{Ni}^{2+}$ — слабейшие восстановители		

В степени окисления +3 железо, кобальт и никель образуют оксиды и гидроксиды общей формулы  $\text{Э}_2\text{O}_3$  и  $\text{Э}(\text{OH})_3$ , которые являются амфотерными с сильным преобладанием основных свойств. Окислительные свойства в ряду  $\text{Fe}^{3+} - \text{Co}^{3+} - \text{Ni}^{3+}$  возрастают, при этом  $\text{Ni}^{3+}$  является одним из самых сильных окислителей. Восстановительные свойства характерны только для железа, которое может образовывать в степени окисления +6 ферраты (например,  $\text{K}_2\text{FeO}_4$ ).

Среди биоэлементов, важных для жизнедеятельности всех живых существ, железо играет доминирующую роль, так как оно является активатором многих каталитических процессов в организме и участвует в транспортировке газов кровью.

В организме взрослого человека содержится около 3.5 г железа. Основная его масса сконцентрирована в дыхательном пигменте эритроцитов — гемоглобине. Гемоглобин — сложный белок, молекула которого состоит из двух частей: белковой (глобин) и железосодержащей (гем). Гем — комплекс железа (II) с порфирином (замкнутым циклом из четырех пиррольных колец). В составе молекулы гемоглобина четыре гема, и в каждом — по атому железа. И хотя на долю этих атомов приходится всего 0.35 % массы огромной молекулы, именно железо придает ей уникальное свойство: способность захватывать молекулярный кислород и отдавать его там, где он нужен.

Ион  $\text{Co}^{3+}$  входит в состав витамина  $\text{B}_{12}$  (кобаламина). Это единственный из ионов металлов, входящий в структуру витаминов. Витамин  $\text{B}_{12}$  необходим для нормального кроветворения и созревания эритроцитов.

Медь и цинк имеют конфигурацию внешней электронной оболочки  $[\text{Ar}]3d^{10}4s^1$  (наблюдается проскок электрона) и  $[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$  соответственно. Наиболее устойчивыми степенями окисления для меди являются +2 (в растворах) и +1 (в твердом состоянии), для цинка +2.

Для меди с увеличением степени окисления элемента возрастают кислотные свойства образуемых им оксидов:



Степень окисления металла	+1	+2	+3
Формула оксида	$\text{Cu}_2\text{O}$	$\text{CuO}$	$\text{Cu}_2\text{O}_3$
Характер оксида	Амфотерный с сильным преобладанием основных свойств	Амфотерный с преобладанием основных свойств	Амфотерный с преобладанием кислотных свойств

Окислительно-восстановительные свойства меди зависят от ее степени окисления:

- 1)  $\text{Cu}^+$  в растворах кислот диспропорционирует на  $\text{Cu}^0$  и  $\text{Cu}^{2+}$ ;
- 2)  $\text{Cu}^{2+}$  является мягким окислителем и очень слабым восстановителем;
- 3)  $\text{Cu}^{3+}$  является сильным окислителем из-за неустойчивости данной степени окисления.

В организме взрослого человека содержится около 100 мг меди. Ионы меди по сравнению с ионами других металлов активнее реагируют с аминокислотами и белками, поэтому медь образует с биологически активными веществами наиболее устойчивые комплексы (так называемые клешневидные, или хелатные). Главная функция меди у высших организмов — каталитическая. В настоящее время известен целый ряд медьсодержащих ферментов (церулоплазмин, тирозиназа, цитохромоксидаза).

Цинк в степени окисления +2 образует оксид  $\text{ZnO}$  и гидроксид  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ , которые являются амфотерными с небольшим преобладанием основных свойств. В данной степени окисления соединения цинка являются слабыми окислителями, так как  $\text{Zn}^0$  является активным металлом и хорошим восстановителем.

Физиологическая функция цинка осуществляется благодаря связи его с ферментноактивными белками. Высокое содержание цинка в эритроцитах объясняется тем, что большая часть его входит в состав угольной ангидразы (карбоангидразы), участвующей в газообмене и тканевом дыхании.

### *Упражнения для самостоятельной работы*

1. Запишите конфигурации валентных электронов ванадия и титана в невозбужденном состоянии.

2. Назовите степени окисления, наиболее устойчивые для ванадия и титана.

3. В виде каких соединений ванадий и титан встречаются в природе?

4. Каким образом оксид титана (IV) можно перевести в растворимое состояние:

а) в катионную форму;

б) в анионную форму?

Приведите уравнения соответствующих химических реакций.

5. Каким образом в ряду веществ  $V(OH)_2$ ,  $V(OH)_3$ ,  $HVO_3$  изменяются свойства:

а) ослабевают кислотные свойства;

б) ослабевают окислительные свойства;

в) ослабевают основные свойства;

г) увеличиваются восстановительные свойства.

Выберете верный ответ.

6. При взаимодействии подкисленного раствора сульфата титана с цинком наблюдается:

а) выпадение белого осадка;

б) обесцвечивание раствора;

в) окрашивание раствора в фиолетовый цвет;

г) выделение газа с запахом тухлых яиц.

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение химической реакции, соответствующей протекающему процессу.

7. Запишите реакцию получения  $TiCl_4$  из  $TiO_2$ .

8. Каким образом можно получить оксид ванадия (IV):

а) сжиганием ванадия в чистом кислороде;

б) разложением твердого гексаванадата аммония;

в) взаимодействием оксида ванадия (V) с щавелевой кислотой;

г) обжигом в чистом кислороде дисульфида ванадия.

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение химической реакции, соответствующей протекающему процессу.

9. Запишите конфигурации валентных электронов марганца и хрома в невозбужденном состоянии.

10. Назовите степени окисления, наиболее устойчивые для марганца и хрома.

11. В виде каких соединений марганец и хром встречаются в природе?

12. Какое из перечисленных соединений является наиболее сильным окислителем:

а)  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ;

б)  $\text{CrO}_3$ ;

в)  $\text{V}_2\text{O}_5$ ;

г)  $\text{TiO}_2$ ?

13. Химическая активность металлов возрастает в ряду:

а) Mn, Ti, V, Cr;

б) Ti, V, Cr, Mn;

в) Mn, Cr, V, Ti;

г) V, Cr, Mn, Ti.

Выберете верный ответ.

14. Кислотным является каждый из оксидов:

а)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  и  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ;

б)  $\text{CrO}_3$  и  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ ;

в)  $\text{CrO}$  и  $\text{Mn}_3\text{O}_4$ ;

г)  $\text{CrO}_3$  и  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ .

Выберете верный ответ.

15. Амфотерными являются все оксиды ряда:

а)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ ;

б)  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{Mn}_3\text{O}_4$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ ;

в)  $\text{CrO}$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ ;

г)  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ .

Выберете верный ответ.

16. Основным является каждый из оксидов:

а)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  и  $\text{Mn}_3\text{O}_4$ ;

б)  $\text{CrO}_3$  и  $\text{MnO}$ ;

в)  $\text{CrO}$  и  $\text{MnO}$ ;

г)  $\text{CrO}_3$  и  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ .

Выберете верный ответ.

17. На какие продукты разлагается при нагревании:

- а) твердый перманганат калия;
- б) твердый дихромат аммония?

Запишите уравнения соответствующих реакций.

18. Каким образом в ряду веществ  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Mn}(\text{OH})_3$ ,  $\text{HMnO}_4$  изменяются свойства:

- а) усиливаются кислотные свойства;
- б) ослабевают окислительные свойства;
- в) усиливаются основные свойства;
- г) увеличивается термическая устойчивость.

Выберете верный ответ.

19. Каким образом в ряду веществ  $\text{Cr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ,  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  изменяются свойства:

- а) ослабевают кислотные свойства;
- б) ослабевают окислительные свойства;
- в) ослабевают основные свойства;
- г) увеличиваются восстановительные свойства.

Выберете верный ответ.

20. При взаимодействии подкисленного раствора перманганата калия с раствором сульфита натрия наблюдается:

- а) выпадение бурого осадка;
- б) обесцвечивание раствора;
- в) изменение окраски раствора с красно-фиолетовой на зеленую;
- г) выделение бурого газа.

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение химической реакции, соответствующей протекающему процессу.

21. При взаимодействии водного раствора перманганата калия с раствором сульфита натрия в щелочной среде наблюдается:

- а) изменение окраски раствора с красно-фиолетовой на зеленую;
- б) обесцвечивание раствора;
- в) выделение бесцветного газа;
- г) выпадение бурого осадка.

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение химической реакции, соответствующей протекающему процессу.

22. При взаимодействии подкисленного раствора дихромата калия с раствором сульфита натрия наблюдается:

- а) выпадение зеленого осадка;
- б) обесцвечивание раствора;
- в) изменение окраски раствора с оранжевой на зеленую;
- г) выделение бурого газа.

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение химической реакции, соответствующей протекающему процессу.

23. Каким образом оксид хрома (III) можно перевести в растворимое состояние:

- а) в катионную форму;
- б) в анионную форму?

Приведите уравнения соответствующих химических реакций.

24. Запишите конфигурации валентных электронов железа, кобальта и никеля в невозбужденном состоянии.

25. Назовите степени окисления, наиболее устойчивые для железа, кобальта и никеля.

26. В виде каких соединений железа, кобальта и никель встречаются в природе?

27. Как изменяется устойчивость минимальной положительной степени окисления в ряду элементов триады железа с ростом порядкового номера?

28. Наиболее сильным окислителем из перечисленных является:

- а)  $\text{Co (III)}$ ;
- б)  $\text{Co (II)}$ ;
- в)  $\text{Fe (III)}$ ;
- г)  $\text{Fe (II)}$ ?

29. Химическая активность металлов падает в ряду:

- а)  $\text{Mn, Ni, Fe, Co}$ ;
- б)  $\text{Ni, Fe, Co, Mn}$ ;
- в)  $\text{Fe, Mn, Ni, Co}$ ;
- г)  $\text{Mn, Fe, Co, Ni}$ .

Выберете верный ответ.

30. Основным является каждый из оксидов:

а)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и  $\text{Co}_3\text{O}_4$ ;

б)  $\text{NiO}$  и  $\text{MnO}$ ;

в)  $\text{CoO}$  и  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ;

г)  $\text{NiO}$  и  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

Выберете верный ответ.

31. Каким образом в ряду веществ  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{H}_2\text{FeO}_4$  изменяются свойства:

а) усиливаются кислотные свойства;

б) ослабевают окислительные свойства;

в) усиливаются восстановительные свойства;

г) увеличивается термическая устойчивость.

Выберете верный ответ.

32. При взаимодействии с каким из перечисленных ниже веществ происходит обесцвечивание раствора роданидного комплекса железа (III):

а) с цианидом калия;

б) фторидом калия;

в) хлоридом калия;

г) гидроксидом калия.

Запишите уравнение химической реакции, соответствующей протекающему процессу.

33. Продуктами взаимодействия водных растворов сульфата кобальта (II) и карбоната натрия являются:

а)  $\text{CoCO}_3$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;

б)  $(\text{CoOH})_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CO}_2$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;

в)  $\text{Co}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CO}_2$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение химической реакции, соответствующей протекающему процессу.

34. Запишите конфигурации валентных электронов меди и цинка в невозбужденном состоянии.

35. Назовите степени окисления, наиболее устойчивые для меди и цинка.

36. В виде каких соединений медь и цинк встречаются в природе?

37. Сульфат меди в растворе реагирует с каждым из веществ ряда:

- а)  $\text{KOH}$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{HF}$ ;
- б)  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{KI}$ ;
- в)  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{MnSO}_4$ ,  $\text{CO}_2$ ;
- г)  $\text{HI}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{NH}_3$ .

Выберете верный ответ.

Запишите уравнения химических реакций, соответствующих протекающим процессам.

38. Продуктами, образующимися при действии азотной кислоты на раствор купрата (III) калия, являются:

- а)  $\text{K}_2\text{CuO}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{KNO}_3$ ;
- б)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{KNO}_3$ ;
- в)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{KNO}_3$ ;
- г)  $\text{CuO}$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{KNO}_3$ .

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение химической реакции, соответствующей протекающему процессу.

39. Состав зеленого налета, образующегося на поверхности меди на воздухе, можно описать формулой:

- а)  $\text{CuO}$ ;
- б)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ;
- в)  $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ ;
- г)  $\text{CuCO}_3$ .

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение химической реакции, соответствующей протекающему процессу.

40. В каком из перечисленных ниже веществ растворяется сульфид меди (II):

- а) в воде;
- б) разбавленной соляной кислоте;
- в) растворе сульфида натрия;
- г) концентрированном растворе азотной кислоты.

Запишите уравнение химической реакции, соответствующей протекающему процессу.

41. Продуктами взаимодействия водных растворов сульфата цинка и карбоната натрия являются:

- а)  $\text{ZnCO}_3$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;
- б)  $\text{Zn}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{CO}_2$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;
- в)  $(\text{ZnOH})_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CO}_2$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;
- г)  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CO}_2$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение химической реакции, соответствующей протекающему процессу.

## Раздел 2. Неметаллы

### Тема 1. Углерод и кремний

#### *Теоретическая часть*

Углерод и кремний располагаются в IV группе главной подгруппы Периодической системы. Конфигурация внешнего электронного уровня данных элементов  $ns^2np^2$ . Характеристическими степенями окисления являются  $-4$ ,  $0$ ,  $+2$  и  $+4$ .

В природе углерод встречается в различных степенях окисления:

Степень окисления	Соединение	Название
$-4$	$\text{CH}_4$	Метан
$0$	$\text{C}$	Графит, алмаз
$+4$	$\text{CaCO}_3$ $\text{CO}_2$	Кальцит, мрамор Углекислый газ

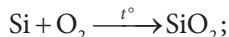
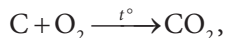
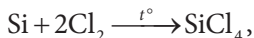
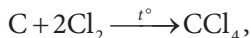
Кремний в природе встречается в виде кремнезема  $\text{SiO}_2$  (степень окисления  $+4$ ).

В степени окисления  $0$  углерод и кремний характеризуются прочной атомной кристаллической решеткой, химически инертны, вступают в реакции только при нагревании:

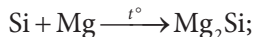
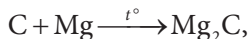


а) взаимодействие с простыми веществами:

— с неметаллами:

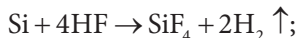


— с металлами:

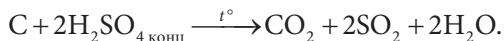
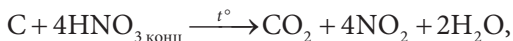


б) взаимодействие со сложными веществами:

— с кислотами с неокисляющим анионом не реагируют, так как являются неметаллами, за исключением:



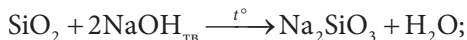
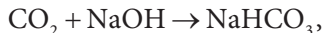
— с кислотами с окисляющим анионом:



В отрицательных степенях окисления углерод и кремний образуют карбиды и силициды (рис. 2, 3).

В степени окисления +4 углерод и кремний образуют оксиды, кислоты и соли. Оксиды  $\text{CO}_2$  и  $\text{SiO}_2$  являются кислотными, следовательно, могут вступать в реакции:

а) со щелочами:



б) с кислотными оксидами:

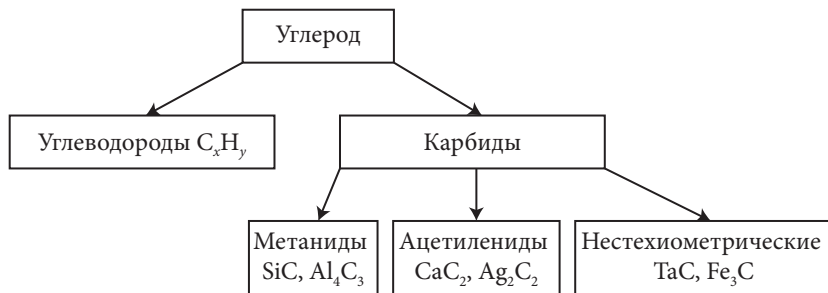
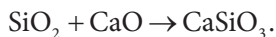
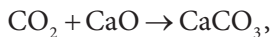


Рис. 2. Соединения углерода в отрицательных степенях окисления

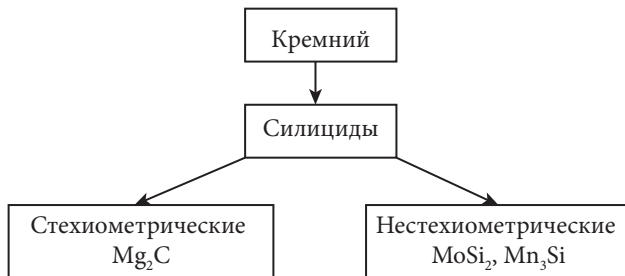
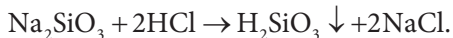


Рис. 3. Соединения кремния в отрицательных степенях окисления

Угольная кислота  $\text{H}_2\text{CO}_3$  является слабой и неустойчивой. Мета-кремниевая кислота  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  нерастворима и имеет полимерное строение, выпадает из растворов в виде гелеобразного осадка:



Так как степень окисления +4 является для углерода и кремния устойчивой, их соединения в данной степени окисления проявляют слабые окислительные свойства. Степень окисления +2 является

промежуточной, следовательно, для соединений в данной степени окисления возможно проявление как окислительных, так и восстановительных свойств, однако наиболее характерными являются восстановительные (из-за устойчивости степени окисления +4). В степени окисления +2 существуют оксиды CO, SiO и сульфиды CS, SiS. Отдельно можно выделить углерод-азотные соединения:

Степень окисления	Соединение	Название
+4	HCNO	Циановая кислота
	NaOCN	Цианат натрия
	HSCN	Тиоциановая кислота
	Fe(SCN) <sub>3</sub>	Тиоцианат (родианид) железа (III)
+2	HCN	Циановодород (синильная кислота)
	NaCN	Цианид натрия

Кислоты в степени окисления +4 являются сильными и не ядовиты. Отравляющее действие соединений в степени окисления +2 обусловлено высокой силой цианид-иона как лиганда, способного связывать железо из гемоглобина крови в прочные комплексы, тем самым приводя организм к кислородному голоданию.

Углерод, обладая исключительной способностью образовывать вместе с другими элементами длинные цепи атомов, дает многочисленные разнообразные органические соединения и определяет их структурные особенности. Благодаря углероду возникло все богатство и разнообразие видов растений и животных.

Кремний жизненно важен для роста и развития высших животных. Повышенным содержанием кремния отличаются ткани, в которых слабо развиты или отсутствуют нервные волокна. Максимальное его количество содержится в коже, хрящах, сухожилиях, местах активного обызвествления костей, некоторых тканях глаза (радужная и роговая оболочки).

### *Упражнения для самостоятельной работы*

1. Запишите конфигурации валентных электронов углерода и кремния в невозбужденном состоянии.

2. Назовите степени окисления, наиболее устойчивые для углерода и кремния.

3. В виде каких соединений углерод и кремний встречаются в природе?

4. Верны ли следующие суждения о свойствах элемента углерода:

А. Углерод в соединениях проявляет степени окисления от  $-4$  до  $+4$ :

Б. Углерод образует простые вещества только атомного строения.

Выберете верный ответ:

- а) верно только суждение А;
- б) верно только суждение Б;
- в) верны оба суждения;
- г) оба суждения неверны.

5. Верны ли следующие суждения о свойствах простых веществ углерода:

А. Переход алмаза в графит при комнатной температуре и нормальном давлении — процесс самопроизвольный.

Б. Графит обладает слоистой структурой, окислители и восстановители могут проникать между слоями атомов углерода, образуя соединения графита (включения).

Выберете верный ответ:

- а) верно только суждение А;
- б) верно только суждение Б;
- в) верны оба суждения;
- г) оба суждения неверны.

6. Кремний при взаимодействии с водным раствором щелочи:

- а) окисляет воду;
- б) диспропорционирует;
- в) восстанавливает воду;
- г) не изменяет степени окисления.

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение соответствующей химической реакции.

7. Оксид углерода (II) можно отличить от оксида углерода (IV) с помощью раствора:

- а) KI;
- б) KOH;

в)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;

г)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение соответствующей химической реакции.

8. При обычной температуре простое вещество хлор окисляется галогеном:

а) фтором;

б) хлором;

в) бромом;

г) йодом.

Запишите уравнение соответствующей химической реакции.

9. При пропускании углекислого газа через известковую воду наблюдается сначала образование белой суспензии, затем раствор становится снова прозрачным, так как последовательно образуются вещества состава:

а)  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ;

б)  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ;

в)  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ;

г)  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{CaCO}_3$ .

Выберете верный ответ.

Запишите уравнения соответствующих химических реакций.

10. Осадок образуется при пропускании углекислого газа через раствор:

а) карбоната натрия;

б) хлорида олова (IV);

в) ортосиликата натрия;

г) гидрокарбоната натрия.

Выберете верный ответ.

Запишите уравнения соответствующих химических реакций.

11. Кремний реагирует с каждым из веществ набора:

а)  $\text{O}_2$ ,  $\text{Mg}$ ,  $\text{HF}$ ;

б)  $\text{Cu}$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{HCl}$ ;

в)  $\text{S}$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{N}_2$ ;

г)  $\text{C}_3\text{H}_6$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{O}_2$ .

Выберете верный ответ.

Запишите уравнения соответствующих химических реакций.

12. Активированный уголь реагирует с каждым из веществ набора:

- а) вода, хлорид натрия, алюминий;
- б) кислород, гидроксид бария, хлорид калия;
- в) оксид углерода (IV), озон, серная кислота;
- г) серебро, нитрат калия, кислород.

Выберете верный ответ.

Запишите уравнения соответствующих химических реакций.

13. Сажу в промышленности получают:

- а) сжиганием органических веществ;
- б) термическим разложением углекислого газа;
- в) термическим разложением углеводородов;
- г) из каменного угля в коксовых печах.

Выберете верный ответ.

14. Оксид углерода (IV) в промышленности получают:

- а) взаимодействием соды с серной кислотой;
- б) термическим разложением известняка;
- в) взаимодействием мрамора с соляной кислотой;
- г) сжиганием угля.

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение соответствующей химической реакции.

15. Водородные соединения углерода и кремния при стандартных условиях — газы, так как имеют:

- а) ионное строение;
- б) молекулярное строение;
- в) атомное строение;
- г) металлоподобное строение.

Выберете верный ответ.

16. Хлорид олова (II) в растворе:

- а) гидролизуеться по катиону;
- б) гидролизуеться по аниону;
- в) гидролизуеться по катиону и аниону;
- г) не гидролизуеться.

Выберете верный ответ.

17. Карбонат-ион в растворе можно обнаружить с помощью раствора:

- а) соды;

- б) хлорида кальция;
- в) перманганата калия;
- г) бромной воды.

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение соответствующей химической реакции.

18. Угарный газ реагирует с каждым из веществ набора:

- а) железо, оксид железа (II), перманганат калия;
- б) кислород, гидроксид бария, водород;
- в) йодид натрия, хлор, концентрированная серная кислота;
- г) нитрат серебра, гидроксид калия, оксид меди (II).

Выберете верный ответ.

Запишите уравнения соответствующих химических реакций.

19. Диоксид углерода реагирует с каждым из веществ набора:

- а) гидроксид калия, железо, перманганат калия;
- б) хлорид кальция, гидроксид бария, метасиликат калия;
- в) водная суспензия карбоната бария, магний, тетрагидроксо-  
алюминат калия;
- г) нитрат серебра, гидроксид калия, оксид цинка.

Выберете верный ответ.

Запишите уравнения соответствующих химических реакций.

20. Активированный уголь и силикагель широко используются в качестве:

- а) восстановителя;
- б) окислителя;
- в) адсорбента;
- г) реагента в органическом синтезе.

Выберете верный ответ.

21. Силикагель получают:

- а) взаимодействием углекислого газа с жидким стеклом;
- б) окислением силана кислородом;
- в) термическим разложением кремниевых кислот;
- г) взаимодействием кремния с оксидами металлов.

Выберете верный ответ.

22. Верны ли следующие суждения о кремнии:

А. Кремний взаимодействует с металлами с образованием силикатов.

Б. Нитрид и карбид кремния — твердые вещества атомного строения.

Выберете верный ответ:

- а) верно только суждение А;
- б) верно только суждение Б;
- в) верны оба суждения;
- г) оба суждения неверны.

23. Верны ли следующие суждения о строении и свойствах оксидов углерода и кремния (IV):

А. Твердый  $\text{CO}_2$  — сухой лед — имеет молекулярное строение, легко возгоняется, отнимая теплоту от окружающей среды.

Б.  $\text{SiO}_2$  — кварц — имеет атомное строение, при медленном охлаждении расплава легко образует кварцевое стекло.

Выберете верный ответ:

- а) верно только суждение А;
- б) верно только суждение Б;
- в) верны оба суждения;
- г) оба суждения неверны.

24. Выделение углекислого газа не наблюдается при взаимодействии растворов:

- а) хлорида олова (II) и карбоната натрия;
- б) нитрата свинца (II) и гидрокарбоната натрия;
- в) хлорида бария и гидрокарбоната натрия;
- г) сульфата алюминия и карбоната натрия.

Выберете верный ответ.

Запишите уравнения соответствующих химических реакций.

## Тема 2. Азот и фосфор

### *Теоретическая часть*

Азот и фосфор располагаются в V группе главной подгруппы Периодической системы. Конфигурация внешнего электронного уровня данных элементов  $ns^2np^3$ . Характеристическими степенями окисления являются  $-3$ ,  $0$ ,  $+3$  и  $+5$ .



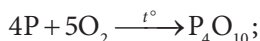
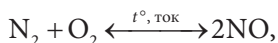
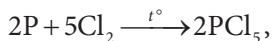
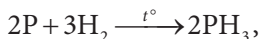
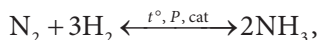
В природе азот встречается в виде простого вещества  $N_2$  в атмосфере, а также в виде солей  $NaNO_3$  (чилийская селитра),  $KNO_3$  (индийская селитра),  $Ca(NO_3)_2$  (норвежская селитра). Кремний в природе встречается в виде фосфатов  $Ca_3(PO_4)_2$  (фосфорит),  $Ca_5(PO_4)_3OH$  (гидроксиапатит).

В степени окисления 0 азот образует бинарное соединение  $N_2$ , в котором атомы азота связаны между собой прочной тройной связью, что обуславливает низкую реакционную способность соединения. По сравнению с азотом, фосфор имеет существенно больший радиус, вследствие чего более выгодным становится образование одинарных связей между атомами в простом веществе, а также возможным существование аллотропных модификаций (белый, красный и черный фосфор).

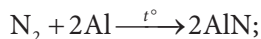
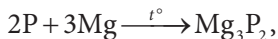
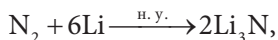
Азот и фосфор вступают в химические реакции как с простыми, так и со сложными веществами:

а) взаимодействие с простыми веществами:

— с неметаллами:



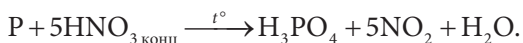
— с металлами:



б) взаимодействие со сложными веществами:

— с кислотами с неокисляющим анионом не реагируют, так как являются неметаллами;

— с кислотами с окисляющим анионом азот не реагирует, а фосфор вступает в реакцию



В степени окисления  $-3$  азот и фосфор образуют соединения с водородом  $\text{NH}_3$  (аммиак) и  $\text{PH}_3$  (фосфин), которые при нормальных условиях находятся в газообразном состоянии и имеют неприятный запах. Аммиак хорошо растворяется в воде с образованием гидроксида аммония  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

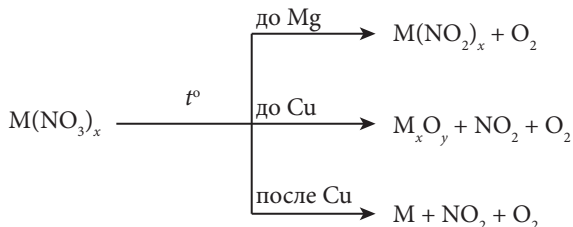
В нехарактеристических отрицательных степенях окисления  $-2$  и  $-1$  азот образует соединения гидразин  $\text{N}_2\text{H}_4$  и гидросиламин  $\text{NH}_2\text{OH}$  соответственно.

В положительных степенях окисления азот образует с кислородом различные оксиды:

Степень окисления	+1	+2	+3	+4	+5
Соединение	$\text{N}_2\text{O}$	$\text{NO}$	$\text{N}_2\text{O}_3$	$\text{NO}_2$	$\text{N}_2\text{O}_5$
Продукт взаимодействия с водой	—	—	$\text{HNO}_2$	$\text{HNO}_2 + \text{HNO}_3$	$\text{HNO}_3$

В степени окисления  $+5$  азот и фосфор образуют оксиды, кислоты и соли. В ряду кислот  $\text{HNO}_3$  —  $\text{H}_3\text{PO}_4$  уменьшаются кислотные свойства: азотная кислота является сильной, а ортофосфорная — кислотой средней силы.

Так как степень окисления  $+5$  является максимальной, то в окислительно-восстановительных реакциях соединения азота и фосфора могут проявлять только окислительную функцию, которая характерна для  $\text{N}^{+5}$ ;  $\text{P}^{+5}$  является слабым окислителем, так как степень окисления  $+5$  для него наиболее устойчива. Фосфаты (соли ортофосфорной кислоты) чрезвычайно устойчивы к нагреванию, нитраты же при нагревании разлагаются, при этом продукты реакции зависят от положения металла, образующего нитрат, в ряду электрохимических напряжений:



В степени окисления +3 азот образует слабую нестойкую азотистую кислоту  $\text{HNO}_2$ , которой соответствуют соли нитриты ( $\text{NaNO}_2$ ). Слабой фосфористой кислотой  $\text{H}_3\text{PO}_3$  соответствуют соли фосфиты ( $\text{Na}_2\text{HPO}_3$ ) и гидрофосфиты ( $\text{NaH}_2\text{PO}_3$ ).

В реакциях окислительно-восстановительного взаимодействия для  $\text{N}^{+3}$  характерна роль сильного окислителя (так как для азота наиболее устойчивой является степень окисления 0); для  $\text{P}^{+3}$  наиболее выражены восстановительные свойства, так как для него наиболее устойчива степень окисления +5.

Азот является одним из важнейших биогенных элементов наряду с углеродом, водородом, фосфором, кислородом и серой. Содержание его в живых организмах в расчете на сухое вещество составляет примерно 3 %. Азот входит в состав аминокислот, белков, нуклеотидов, нуклеиновых кислот, биогенных аминов и т. д.

Фосфаты играют две ключевые роли в биологии. Во-первых, они служат структурными элементами ряда биологических компонентов; например, таких как сахарофосфатный остов нуклеиновых кислот или фосфаты кальция костей и зубов ( $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$  — гидроксипатит,  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$  — фторапатит). У человека в костях содержится 5 %, а в зубной эмали — 17 % фосфора. Вторая роль производных иона ортофосфата связана с переносом энергии.

### *Упражнения для самостоятельной работы*

1. Запишите конфигурации валентных электронов азота и фосфора в невозбужденном состоянии.
2. Назовите степени окисления, наиболее устойчивые для азота и фосфора.

3. В виде каких соединений азот и фосфор встречаются в природе?

4. Верны ли следующие суждения о строении и свойствах простого вещества азота:

А. Для молекулярного азота характерна малая реакционная способность.

Б. Молекула азота не может играть роль лиганда.

Выберете верный ответ:

а) верно только суждение А;

б) верно только суждение Б;

в) верны оба суждения;

г) оба суждения неверны.

5. Верны ли следующие суждения о свойствах элемента фосфора:

А. Фосфор в природе встречается в форме простого вещества.

Б. Фосфор не образует соединений с металлами.

Выберете верный ответ:

а) верно только суждение А;

б) верно только суждение Б;

в) верны оба суждения;

г) оба суждения неверны.

6. Верны ли следующие суждения о свойствах простых веществ фосфора:

А. При нагревании без доступа кислорода красный фосфор переходит в белый фосфор.

Б. Белый фосфор является сильным восстановителем и относится к токсичным веществам.

Выберете верный ответ:

а) верно только суждение А;

б) верно только суждение Б;

в) верны оба суждения;

г) оба суждения неверны.

7. Азот образуется:

а) при разложении дихромата аммония;

б) окислении аммиака на платиновом катализаторе;

в) кипячении смеси насыщенных растворов нитрита натрия и хлорида аммония;

г) горении аммиака;  
д) взаимодействии нитрида магния с водой при кипячении.  
Выберите верные ответы.

Запишите уравнения соответствующих химических реакций.

8. Фосфор при взаимодействии с водным раствором щелочи:

- а) окисляет воду;
- б) диспропорционирует;
- в) восстанавливает воду;
- г) не изменяет степени окисления.

Выберите верный ответ.

Запишите уравнение соответствующей химической реакции.

9. При взаимодействии  $P_4$  с водным раствором гидроксида калия при нагревании образуются продукты:

- а)  $K_3PO_4$ ,  $K_3P$ ,  $H_2O$ ;
- б)  $KH_2PO_3$ ,  $H_2$ ;
- в)  $K_2HPO_4$ ,  $PH_3$ ;
- г)  $KH_2PO_2$ ,  $PH_3$ .

Выберите верный ответ.

Запишите уравнение соответствующей химической реакции.

10. Фосфор переходит в отрицательную степень окисления при взаимодействии с веществом:

- а)  $O_2$ ;
- б)  $F_2$ ;
- в)  $Mg$ ;
- г)  $S$ .

Выберите верный ответ.

Запишите уравнение соответствующей химической реакции.

11. Азот способен взаимодействовать с каждым из реагентов набора:

- а)  $CO$ ,  $Br_2$ ,  $Mg$ ;
- б)  $CaC_2$ ,  $H_2$ ,  $Li$ ;
- в)  $H_2S$ ,  $Al_2O_3$ ,  $P$ ;
- г)  $CH_4$ ,  $HNO_3$ ,  $Ca$ .

Выберите верный ответ.

Запишите уравнения соответствующих химических реакций.

12. Фосфор является окислителем при взаимодействии с веществом:

- а)  $O_2$ ;
- б)  $F_2$ ;
- в)  $Ca$ ;
- г)  $HNO_3$ .

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение соответствующей химической реакции.

13. Во взаимодействие с фосфором способны вступать все вещества ряда:

- а) гидроксид калия, цинк, азот;
- б) хлорат калия, азотная кислота, сера;
- в) нитрат серебра, хлор, соляная кислота;
- г) оксид алюминия, сера, сульфид меди (II).

Выберете верный ответ.

Запишите уравнения соответствующих химических реакций.

14. И с азотом, и с фосфором реагирует:

- а)  $H_2SO_4$  (конц.);
- б)  $Mg$ ;
- в)  $Zn$ ;
- г)  $HNO_3$ .

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение соответствующей химической реакции.

15. Химическая связь в молекулах водородных соединений азота и фосфора является:

- а) ковалентной неполярной;
- б) металлической;
- в) ионной;
- г) ковалентной полярной.

Выберете верный ответ.

16. Отличить водные растворы хлорида калия и хлорида аммония можно с помощью раствора:

- а) нитрата калия;
- б) щелочи;
- в) аммиака;
- г) нитрата серебра.

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение соответствующей химической реакции.

17. Аммиак в лаборатории можно получить:

- а) обработкой  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  соляной кислотой;
- б) действием цинка на щелочной раствор  $\text{NaNO}_3$ ;
- в) взаимодействием твердых хлорида аммония и гидроксида натрия;

- г) кипячением нашатырного спирта в присутствии едкого натра;
- д) синтезом из простых веществ.

Выберете верные ответы.

Запишите уравнения соответствующих химических реакций.

18. При окислении аммиака не образуется простое вещество под действием реагента:

- а) оксида меди (II);
- б) кислорода в присутствии платины;
- в) хлора;
- г) кислорода без катализатора.

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение соответствующей химической реакции.

19. Аммиак реагирует в присутствии воды с каждым из веществ набора:

- а)  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$ ;
- б)  $\text{NaCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{AlCl}_3$ ;
- в)  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ;
- г)  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Li}_2\text{SO}_4$ .

Выберете верный ответ.

Запишите уравнения соответствующих химических реакций.

20. Сульфат аммония реагирует в присутствии воды с каждым из веществ набора:

- а)  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;
- б)  $\text{NaOH}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;
- в)  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ;
- г)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ .

Выберете верный ответ.

Запишите уравнения соответствующих химических реакций.

21. Только газообразные продукты образуются при нагревании кристаллов:

- а) дихромата аммония;
- б) карбоната аммония;
- в) сульфата аммония;
- г) дигидрофосфата аммония.

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение соответствующей химической реакции.

22. В реакции взаимодействия с гидроксидом железа (II) концентрированная азотная кислота проявляет свойства:

- а) восстановительные;
- б) окислительные;
- в) кислотные;
- г) восстановительные и кислотные.

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение соответствующей химической реакции.

23. При разложении твердого нитрата железа (II) образуются:

- а)  $\text{FeO}$ ,  $\text{NO}_2$  и  $\text{O}_2$ ;
- б)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NO}_2$  и  $\text{O}_2$ ;
- в)  $\text{FeO}$ ,  $\text{NO}$  и  $\text{O}_2$ ;
- г)  $\text{Fe}$ ,  $\text{NO}_2$  и  $\text{O}_2$ .

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение соответствующей химической реакции.

24. Оксид азота (II) не образуется при взаимодействии:

- а) серебра с концентрированной азотной кислотой;
- б) меди с разбавленной азотной кислотой;
- в) нитрита натрия с концентрированной соляной кислотой;
- г) азота с кислородом.

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение соответствующей химической реакции.

25. Верны ли следующие суждения о свойствах оксида азота (II):

А. Молекула оксида азота (II) проявляет свойства основного оксида.

Б. Оксид азота (II) является сильным лигандом, он загрязняет атмосферу в городах.

Выберете верный ответ:



- а) верно только суждение А;
- б) верно только суждение Б;
- в) верны оба суждения;
- г) оба суждения неверны.

26. Оксид азота (V) получают:

- а) взаимодействием азота и кислорода;
- б) действием оксида фосфора (V) на безводную азотную кислоту;
- в) термическим разложением азотной кислоты;
- г) окислением аммиака кислородом.

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение соответствующей химической реакции.

27. Диоксид азота получается при взаимодействии:

- а) магния с концентрированной азотной кислотой;
- б) меди с концентрированной азотной кислотой;
- в) железа с концентрированной азотной кислотой;
- г) нитрата калия с соляной кислотой.

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение соответствующей химической реакции.

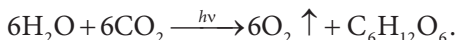
### Тема 3. Кислород и сера

#### *Теоретическая часть*

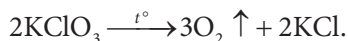
Кислород и сера располагаются в VI группе главной подгруппы Периодической системы. Конфигурация внешнего электронного уровня данных элементов  $ns^2np^4$ . Характеристическими степенями окисления являются  $-2, 0$  для кислорода и  $-2, 0, +4$  и  $+6$  для серы. Кислород проявляет положительные степени окисления только со фтором с образованием соединений  $O_2F_2$  и  $OF_2$ .

Кислород является самым распространенным элементом земной коры (49 % от ее общей массы) и входит в состав воды, кремнезема, силикатов и других минералов. В форме простого вещества  $O_2$  кислород составляет 21 % атмосферы. Он необходим для жизни, так как участвует в процессе дыхания живых организмов. Кислород атмосферы имеет биологическое происхождение и образуется в зе-

ленных растениях из воды при фотосинтезе с участием хлорофилла и энзимов:

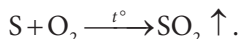


В лаборатории кислород можно получить разложением хлората калия при нагревании:



Сера встречается в природе как в самородном состоянии (вулканическая сера), так и в виде сульфидов и дисульфидов (вюрцит  $\text{ZnS}$ , пирит  $\text{FeS}_2$ ) и сульфатов (гипс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ). Как и для кислорода, существующего в виде простых веществ  $\text{O}_2$  и  $\text{O}_3$  (озон), для серы характерно существование в виде аллотропных модификаций (ромбическая, моноклинная, пластическая).

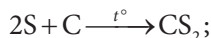
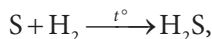
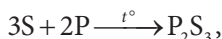
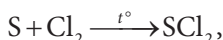
На воздухе сера горит с образованием сернистого газа:



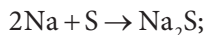
Помимо кислорода, сера также вступает в реакции с другими веществами:

а) взаимодействие с простыми веществами:

— с неметаллами:



— с металлами:

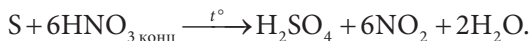


б) взаимодействие со сложными веществами:

— с расплавом щелочи:



— с кислотами с окисляющим анионом:

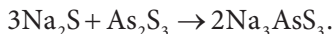


В степени окисления –2 кислород и сера образуют соединения с водородом  $H_2O$  (вода) и  $H_2S$  (сероводород). При нормальных условиях вода представляет собой бесцветную жидкость без вкуса и запаха, а сероводород является газом с резким запахом, хорошо растворимым в воде. В ряду  $H_2O - H_2S$  возрастает радиус аниона, что приводит к росту длины связи элемент–водород и уменьшению ее энергии, следовательно, облегчается ее разрыв, что приводит к росту кислотных свойств. Так,  $H_2O$  является амфолитом, а раствор  $H_2S$  — слабой кислотой.

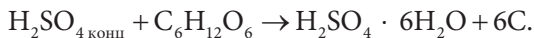
Соли сероводородной кислоты (сульфиды) можно классифицировать в зависимости от проявляемых ими в кислотно-основных взаимодействиях свойств:

- на кислотные ( $CS_2$ );
- амфотерные ( $As_2S_3$ ,  $Sb_2S_3$ );
- основные ( $Na_2S$ ).

При взаимодействии между собой сульфидов различной природы образуются тиосоли:



В степени окисления +6 сера образует оксид кислотной природы  $SO_3$ , которому соответствует сильная кислота  $H_2SO_4$ . Концентрированная серная кислота характеризуется сильными водоотнимающими свойствами: отнимает воду у кристаллогидратов, обугливает углеводы:



В степени окисления +4 сера образует кислотный оксид  $SO_2$ ; сернистая кислота  $H_2SO_3$  является слабой и нестойкой, существует только в водных растворах. Для ее солей (сульфитов) в реакциях окислительно-восстановительного взаимодействия наиболее вы-

ражены восстановительные свойства, так как наиболее устойчивой степенью окисления для серы является +6.

В организме человека сера, как и фосфор, выполняет функцию агента переноса групп и энергии. В биологических системах практически все реакции переноса групп и энергии осуществляются не только органическими фосфатами, но и органическими серосодержащими соединениями. В организме животных и человека сера встречается также в составе серосодержащих аминокислот — цистеина и метионина.

### *Упражнения для самостоятельной работы*

1. Запишите конфигурации валентных электронов кислорода и серы в невозбужденном состоянии.

2. Назовите степени окисления, наиболее устойчивые для кислорода и серы.

3. В виде каких соединений кислород и сера встречаются в природе?

4. Верны ли следующие суждения о свойствах кислорода:

А. Кислород в соединениях всегда имеет степень окисления –2.

Б. Кислород — сильный окислитель.

Выберете верный ответ из перечисленных:

а) верно только суждение А;

б) верно только суждение Б;

в) верны оба суждения;

г) оба суждения неверны.

5. Верны ли следующие суждения о свойствах простого вещества серы:

А. Сера образует аллотропные модификации.

Б. Сера горит в кислороде.

Выберете верный ответ:

а) верно только суждение А;

б) верно только суждение Б;

в) верны оба суждения;

г) оба суждения неверны.

6. Серу можно перевести в раствор при взаимодействии:

а) с водой;

- б) концентрированной азотной кислотой;
- в) разбавленной серной кислотой;
- г) раствором сульфата меди.

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение соответствующей химической реакции.

7. Сера при взаимодействии с водным раствором щелочи:

- а) окисляет воду;
- б) восстанавливает воду;
- в) диспропорционирует;
- г) не изменяет степени окисления.

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение соответствующей химической реакции.

8. При взаимодействии серы с водным раствором гидроксида калия при нагревании образуются продукты:

- а)  $K_2SO_4$ ,  $K_2S$ ,  $H_2O$ ;
- б)  $K_2SO_3$ ,  $H_2$ ;
- в)  $K_2S$ ,  $H_2O$ ;
- г)  $K_2SO_3$ ,  $K_2S$ ,  $H_2O$ .

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение соответствующей химической реакции.

9. Сера переходит в положительную степень окисления при взаимодействии с веществом:

- а) P;
- б)  $Cl_2$ ;
- в)  $H_2$ ;
- г) Zn.

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение соответствующей химической реакции.

10. Кислород способен взаимодействовать с каждым из реагентов набора:

- а)  $KMnO_4$ ,  $Br_2$ , Mg;
- б) Cu,  $H_2$ , FeO;
- в)  $H_2S$ ,  $Al_2O_3$ , Fe;
- г)  $CH_4$ ,  $HNO_3$ , Ca.

Выберете верный ответ.

Запишите уравнения соответствующих химических реакций.

11. Кислород имеет положительную степень окисления в соединении:

- а) с хлором;
- б) азотом;
- в) бромом;
- г) фтором.

Выберете верный ответ.

Запишите формулу данного соединения и назовите его.

12. Кислород можно получить при термическом разложении каждого вещества пары:

- а)  $\text{KNO}_3$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ;
- б)  $\text{KMnO}_4$  и  $\text{H}_2\text{O}_2$ ;
- в)  $\text{Pb}_3\text{O}_4$  и  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ;
- г)  $\text{BaO}_2$  и  $\text{CaSiO}_3$ .

Выберете верный ответ.

Запишите уравнения соответствующих химических реакций.

13. С серой и с кислородом реагирует:

- а)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;
- б)  $\text{CuO}$ ;
- в)  $\text{Zn}$ ;
- г)  $\text{KNO}_3$ .

Выберете верный ответ.

Запишите уравнения соответствующих химических реакций.

14. В разбавленной серной кислоте можно растворить:

- а)  $\text{CuS}$ ;
- б)  $\text{MnS}$ ;
- в)  $\text{PbS}$ ;
- г)  $\text{Ag}_2\text{S}$ .

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение соответствующей химической реакции.

15. В растворе сульфида натрия можно растворить:

- а)  $\text{CuS}$ ;
- б)  $\text{FeS}$ ;
- в)  $\text{PbS}$ ;
- г)  $\text{As}_2\text{S}_3$ .

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение соответствующей химической реакции.

16. В реакции взаимодействия с гидроксидом меди (II) серная кислота проявляет свойства:

- а) восстановительные;
- б) окислительные;
- в) кислотные;
- г) дегидратирующие.

Выберите верный ответ.

17. При разложении твердого сульфата железа (II) образуются:

- а)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SO}_2$  и  $\text{O}_2$ ;
- б)  $\text{FeO}$  и  $\text{SO}_3$ ;
- в)  $\text{FeO}$ ,  $\text{SO}_2$  и  $\text{O}_2$ ;
- г)  $\text{Fe}$ ,  $\text{SO}_2$  и  $\text{O}_2$ .

Выберите верный ответ.

Запишите уравнение соответствующей химической реакции.

18.  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  в растворе:

- а) гидролизуется по катиону;
- б) гидролизуется по аниону;
- в) гидролизуется по катиону и аниону;
- г) не гидролизуется.

Выберите верный ответ.

19. При разложении твердого сульфита натрия образуются:

- а)  $\text{Na}_2\text{S}$  и  $\text{O}_2$ ;
- б)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  и  $\text{Na}_2\text{S}$ ;
- в)  $\text{Na}_2\text{O}$  и  $\text{SO}_2$ ;
- г)  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$  и  $\text{Na}_2\text{S}$ .

Выберите верный ответ.

Запишите уравнение соответствующей химической реакции.

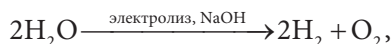
## Тема 4. Водород. Галогены

### *Теоретическая часть*

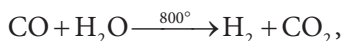
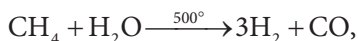
Водород характеризуется простейшим строением (один электрон и один протон), вследствие чего он может быть расположен в Периодической системе химических элементов как в IА группе

(поскольку отдает один электрон и переходит в степень окисления +1 как щелочные металлы), так и в VIIA группе (так как принимает один электрон и переходит в степень окисления -1 как галогены). Наиболее устойчивой степенью окисления является +1, в ней он образует соединения практически со всеми неметаллами, химия которых была рассмотрена ранее.

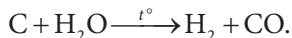
В промышленности водород как простое вещество можно получить электролизом воды:



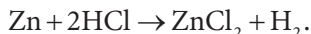
конверсией метана или угарного газа:



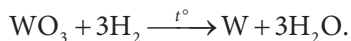
газификацией топлива:



В лаборатории  $\text{H}_2$  можно получить вытеснением из растворов кислот металлами, стоящими в ряду электрохимических напряжений до водорода:

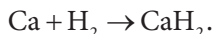


Так как степень окисления 0 для водорода является промежуточной,  $\text{H}_2$  может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства, однако последние являются для него более характерными:



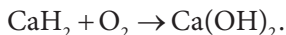
Данная реакция иллюстрирует один из способов получения металлов из их руд.

Как окислитель водород может взаимодействовать с металлами с образованием гидридов (рис. 4):





Все гидриды проявляют сильные восстановительные свойства, обусловленные нахождением водорода в неустойчивой для него степени окисления  $-1$ :



В живых организмах водород входит в состав углеводов, белков, жиров, нуклеиновых кислот. Он не принимает участия в образовании скелета органических соединений. Основное количество атомов водорода заключено в воде, на долю которой приходится более 90 % массы живой клетки. Вся химия клетки основана на том, что растворителем в клеточных системах служит вода.

Галогены располагаются в VII группе главной подгруппы Периодической системы. Конфигурация внешнего электронного уровня данных элементов  $ns^2np^5$ . Характеристическими степенями окисления для хлора, брома и йода являются  $-1, 0, +1, +3, +5$  и  $+7$ . Фтор является самым электроотрицательным элементом, поэтому не образует соединений в положительных степенях окисления. Наиболее устойчивой степенью окисления для галогенов является  $-1$ , именно в ней они встречаются в природе в виде солей  $\text{CaF}_2$  (флюорит),  $\text{NaCl}$  (галит),  $\text{KCl}$  (сильвин). Бром и йод являются рассеянными элементами и практически не образуют самостоятельных минералов, в виде солей встречаются в морской воде и в буровых водах.

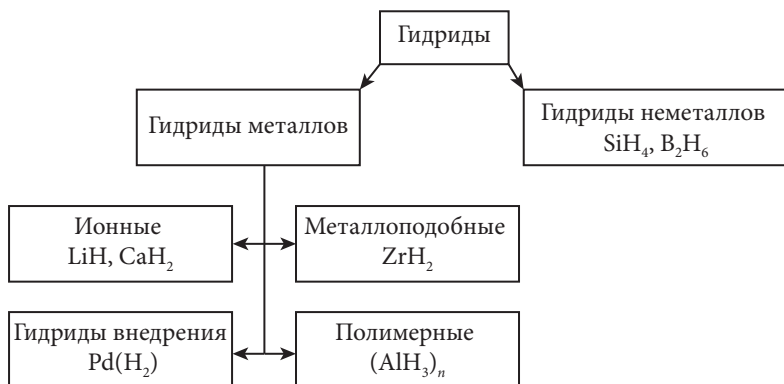


Рис. 4. Соединения водорода в степени окисления  $-1$

В степени окисления 0 галогены образуют простые вещества Э<sub>2</sub>:

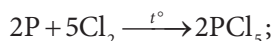
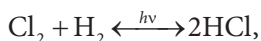
Вещество	Характеристика
F <sub>2</sub>	Желтый газ с неприятным запахом, ядовит
Cl <sub>2</sub>	Желто-зеленый газ с неприятным запахом, ядовит
Br <sub>2</sub>	Красно-бурая жидкость, образует пары бурого цвета, ядовита
I <sub>2</sub>	Серо-черное вещество с металлическим блеском, образует фиолетовые пары, ядовито

От F<sub>2</sub> к I<sub>2</sub> их ядовитость уменьшается.

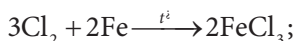
Галогены вступают в химические реакции как с простыми, так и со сложными веществами:

а) взаимодействие с простыми веществами:

— с неметаллами:



— с металлами:

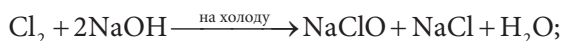


б) взаимодействие со сложными веществами:

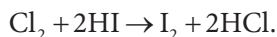
— фтор окисляет щелочь:



а остальные галогены вступают в реакцию диспропорционирования



— так как для галогенов наиболее характерны окислительные свойства, они вступают в реакцию с кислотами, у которых кислотный остаток является восстановителем:



В степени окисления –1 галогены образуют соединения с водородом HЭ, которые при н. у. являются газами с резким запахом. При

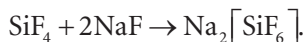
растворении в воде они образуют галогеноводородные кислоты. В ряду  $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$  возрастают кислотные свойства, так как увеличивается радиус галогена, соответственно растёт длина связи галоген–водород и облегчается ее разрыв.

За счёт галогена в степени окисления  $-1$  все галогеноводороды (кроме фтора) могут проявлять восстановительные свойства, которые сверху вниз по группе возрастают. Так как увеличивается радиус галогена и уменьшается притяжение внешних электронов к ядру, следовательно, облегчается их отрыв.

Соли галогеноводородных кислот (галогениды) можно классифицировать в зависимости от проявляемых ими в кислотно-основных взаимодействиях свойств:

- на кислотные ( $\text{SiF}_4$ ,  $\text{PCl}_5$ );
- амфотерные ( $\text{BeF}_2$ );
- основные ( $\text{NaF}$ ,  $\text{KF}$ ).

Галогениды различной природы могут вступать во взаимодействие между собой:



В положительных степенях окисления галогены образуют различные кислородные соединения:

Степень окисления	Формула кислоты	Название кислоты	Формула кислотного остатка	Название соли
+1	$\text{H}\ddot{\text{O}}$	Галогеноватистая	$\ddot{\text{O}}^-$	Гипогалогенит
+3	$\text{H}\ddot{\text{O}}_2$	Галогенистая	$\ddot{\text{O}}_2^-$	Галогенит
+5	$\text{H}\ddot{\text{O}}_3$	Галогеноватая	$\ddot{\text{O}}_3^-$	Галогенат
+7	$\text{H}\ddot{\text{O}}_4$	Галогеновая	$\ddot{\text{O}}_4^-$	Пергалогенат

Так как наиболее устойчивой степенью окисления для галогенов является  $-1$ , все соединения в положительных степенях окисления обладают высокой окислительной активностью и невысокой термической устойчивостью. Большинство кислот не выделены в свободном состоянии и существуют только в разбавленных водных растворах. С ростом степени окисления галогена возрастают кислотные свойства образуемых им кислородосодержащих кислот.

Кислотные свойства кислот, образованных галогенами в одной и той же степени окисления, уменьшаются с ростом радиуса галогена (т. е. сверху вниз по группе Периодической системы).

Хлор принадлежит к весьма важным биогенным элементам. Анионы хлора  $\text{Cl}^-$  активно участвуют в биохимических превращениях: активируют некоторые ферменты, влияют на электропроводность клеточных мембран.  $\text{NaCl}$  является основным осмотическим веществом биологических жидкостей (плазмы крови, лимфы, спинномозговой жидкости).

Для животных и людей йод является необходимым микроэлементом. Из общего количества йода в организме (25 мг) больше половины сосредоточено в щитовидной железе, где он входит в состав гормона тироксина. Этот гормон определяет общую интенсивность процессов обмена веществ в организме. При недостатке йода в организме задерживается образование в щитовидной железе тироксина, что приводит к развитию эндемического зоба. В ряде областей содержание йода в воде и почве ничтожно, что обуславливает и крайне низкое его содержание в пищевых продуктах. В этих случаях питьевая вода и обычная пища не покрывают потребностей организма в йоде, заставляя прибегать к йодированию пищи (обычно путем добавления 15–20 мг  $\text{KI}$  или  $\text{NaI}$  на 1 кг поваренной соли).

### *Упражнения для самостоятельной работы*

1. Запишите конфигурацию внешнего энергетического уровня галогенов в невозбужденном состоянии.

2. Назовите степени окисления, наиболее устойчивые для галогенов.

3. В виде каких соединений галогены встречаются в природе?

4. Какого типа химическая связь образуется в молекулах галогенов?

5. Каково строение простых веществ галогенов?

6. Верны ли следующие суждения о строении и свойствах простого вещества йода:

А. Йод имеет атомную кристаллическую решетку.

Б. Йод летуч.

Выберете верный ответ:

- а) верно только суждение А;
- б) верно только суждение Б;
- в) верны оба суждения;
- г) оба суждения неверны.

7. Верны ли следующие суждения о свойствах элемента фтора:

- А. Фтор в соединениях проявляет степени окисления от  $-1$  до  $+7$ .
- Б. Фтор — самый электроотрицательный элемент.

Выберите верный ответ:

- а) верно только суждение А;
- б) верно только суждение Б;
- в) верны оба суждения;
- г) оба суждения неверны.

8. Верны ли следующие суждения о свойствах простого вещества хлора:

- А. Хлор — желто-зеленый ядовитый газ.
- Б. Хлор вытесняет бром из раствора бромида калия.

Выберите верный ответ:

- а) верно только суждение А;
- б) верно только суждение Б;
- в) верны оба суждения;
- г) оба суждения неверны.

9. Верны ли следующие суждения о свойствах простого вещества брома:

А. Бром растворяется в воде с образованием желтого раствора — бромной воды.

Б. Бром вытесняет фтор из фтороводорода.

Выберите верный ответ:

- а) верно только суждение А;
- б) верно только суждение Б;
- в) верны оба суждения;
- г) оба суждения неверны.

10. Верны ли следующие суждения о свойствах водорода:

- А. Водород в соединениях всегда имеет степень окисления  $+1$ .
- Б. Водород восстанавливает медь из оксида меди (II).

Выберите верный ответ:

- а) верно только суждение А;

- б) верно только суждение Б;
- в) верны оба суждения;
- г) оба суждения неверны.

11. В окислительно-восстановительных реакциях водород:

- а) всегда является восстановителем;
- б) всегда является окислителем;
- в) может быть и окислителем, и восстановителем;
- г) не проявляет ни окислительных, ни восстановительных

свойств.

Выберете верный ответ.

12. Йод при взаимодействии с водным раствором щелочи:

- а) окисляет воду;
- б) восстанавливает воду;
- в) диспропорционирует;
- г) не изменяет степени окисления.

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение соответствующей химической реакции.

13. Самым сильным восстановителем является:

- а) фтор;
- б) хлор;
- в) бром;
- г) йод.

Выберете верный ответ.

Подтвердите ответ химическими реакциями.

14. Водород реагирует с каждым из веществ набора:

- а)  $O_2$ ,  $Fe_2O_3$ ,  $C_2H_2$ ;
- б)  $Cu$ ,  $Br_2$ ,  $HCl$ ;
- в)  $S$ ,  $KI$ ,  $N_2$ ;
- г)  $C_3H_6$ ,  $CaCl_2$ ,  $O_2$ .

Выберете верный ответ.

Запишите уравнения соответствующих химических реакций.

15. Хлор реагирует с каждым из веществ набора:

- а)  $NaBr$ ,  $KF$ ,  $H_2$ ;
- б)  $Cu$ ,  $H_2S$ ,  $HCl$ ;
- в)  $S$ ,  $Al_2O_3$ ,  $KOH$ ;
- г)  $C_2H_6$ ,  $NaI$ ,  $Fe$ .

Выберете верный ответ.

Запишите уравнения соответствующих химических реакций.

16. Бром реагирует с каждым из веществ набора:

- а) вода, хлорид натрия, алюминий;
- б) сульфид натрия, гидроксид бария, цинк;
- в) йодид натрия, хлороводород, серная кислота;
- г) нитрат серебра, гидроксид калия, кислород.

Выберете верный ответ.

Запишите уравнения соответствующих химических реакций.

17. Йод реагирует с каждым из веществ набора:

- а)  $KCl$ ,  $C$ ,  $Mg$ ;
- б)  $Cu$ ,  $H_2$ ,  $HCl$ ;
- в)  $H_2S$ ,  $Al$ ,  $NaOH$ ;
- г)  $CH_4$ ,  $HCl$ ,  $Ca$ .

Выберете верный ответ.

Запишите уравнения соответствующих химических реакций.

18. Какова природа химической связи в молекулах галогеноводородов?

19. Какая из галогеноводородных кислот является самой сильной и как это можно объяснить?

20. Какая из галогеноводородных кислот образует кислые соли?

21. Какой из галогенид-ионов является самым сильным восстановителем?

22. С помощью каких реактивов можно обнаружить в растворе фторид-, хлорид-, бромид- и йодид-ионы? Проиллюстрируйте ответ уравнениями химических реакций.

23. Бромоводород реагирует с каждым из веществ набора:

- а) гидроксид калия, оксид железа (II), перманганат калия;
- б) сульфат натрия, гидроксид бария, цинк;
- в) йодид натрия, йод, концентрированная серная кислота;
- г) нитрат серебра, гидроксид калия, сера.

Выберете верный ответ.

Запишите уравнения соответствующих химических реакций.

24. Фтороводород реагирует с каждым из веществ набора:

- а) гидроксид калия, железо, перманганат калия;
- б) хлорид кальция, гидроксид бария, оксид кремния;

в) нитрат бария, йод, концентрированная серная кислота;

г) нитрат серебра, гидроксид калия, цинк.

Выберете верный ответ.

Запишите уравнения соответствующих химических реакций.

25. Какое соединение можно получить действием концентрированной серной кислоты на твердый хлорид натрия?

Запишите уравнение соответствующей химической реакции.

26. При разложении хлорноватистой кислоты на свету образуются продукты:

а)  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{Cl}_2$ ;

б)  $\text{HCl}$ ,  $\text{O}_2$ ;

в)  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ;

г)  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ .

Выберете верный ответ.

Запишите уравнение соответствующей химической реакции.

27. Какие продукты образуются при термическом разложении хлората калия в присутствии катализатора и без него?

Запишите уравнения соответствующих химических реакций.

28. Отличить растворы  $\text{NaClO}_4$  и  $\text{NaCl}$  можно с помощью:

а) лакмуса;

б) раствора  $\text{AgNO}_3$ ;

в) раствора  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ;

г) раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Выберете верный ответ.

Запишите уравнения соответствующих химических реакций.

29. Верны ли следующие суждения о свойствах оксидов галогенов:

А. Оксиды галогенов — сильные окислители.

Б. Оксиды галогенов — кислотные оксиды.

Выберете верный ответ:

а) верно только суждение А;

б) верно только суждение Б;

в) верны оба суждения;

г) оба суждения неверны.



# ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ АТТЕСТАЦИИ

## **Перечень примерных тем контрольных работ**

1. Строение атома и химическая связь.
2. Основные закономерности неорганической химии.
3. Классы неорганических соединений и типы химических реакций.

## **Перечень примерных вопросов для подготовки к экзамену**

1. Атомно-молекулярное учение. Этапы развития. Основные понятия АМУ: атом, молекула, ион, моль, количество вещества, молекулярная масса, молярная масса.
2. Эволюция представлений о строении атома. Модели атома по Дж. Томпсону, Э. Резерфорду, Н. Бору. Постулаты Бора. Достоинства и недостатки каждой из моделей.
3. Квантово-механическая теория строения атома. Принцип неопределенности Гейзенберга. Уравнение Шредингера в сферических координатах, его связь с квантовыми числами. Волновая функция, ее физический смысл.
4. Квантовые числа (главное, орбитальное, магнитное, спиновое), их полная характеристика.
5. Правила распределения электронов в атоме. Принцип минимума энергии. Принцип Паули. Правило Гунда. Правила Клечковского. Причина возникновения «проскока» электрона.

6. Периодический закон: формулировка Д. И. Менделеева и современная. Физический смысл Периодического закона. Структура Периодической таблицы. Виды периодичности.

7. Эффективный и орбитальный радиусы атомов. Изменение радиусов в периодах и группах Периодической системы. Эффекты *d*- и *f*-сжатия.

8. Энергия ионизации. Закономерности изменения энергии ионизации в периодах и группах Периодической системы. Эффекты экранирования и проникновения.

9. Энергия сродства к электрону. Закономерности изменения энергии сродства к электрону в периодах и группах Периодической системы. Электроотрицательность: определение, закономерности изменения в периодах и группах Периодической системы.

10. Химическая связь: определение, типы, основные характеристики. Свойства ковалентной связи и механизмы ее образования.

11. Химическая связь: определение, типы, основные характеристики. Свойства ионной связи и механизм ее образования.

12. Ковалентная связь. Ее свойства и механизмы ее образования.  $\sigma$ - и  $\pi$ -связь. Кратность связи.

13. Межмолекулярное взаимодействие, его виды. Водородная связь: определение, причина образования. Металлическая связь.

14. Химическая кинетика и термодинамика: определения и области применения. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Закон действия масс, правило Вант-Гоффа.

15. Химическая кинетика и термодинамика: определения и области применения. Катализ: его виды, примеры. Роль катализа в процессах жизнедеятельности организмов.

16. Химическое равновесие. Обратимые и необратимые реакции. Константа равновесия. Принцип Ле-Шателье.

17. Растворы. Растворитель и растворенное вещество. Концентрация раствора и способы ее выражения. Молярность. Массовая доля.

18. Образование растворов. Растворимость. Ненасыщенный, насыщенный и пересыщенный раствор. Процесс растворения.

19. Растворы электролитов. Теория электрической диссоциации. Степень диссоциации и константа диссоциации, взаимосвязь между ними.

20. Ионизация воды. Водородный показатель. Шкала pH. Кислотно-основные индикаторы.

21. Теория кислот и оснований Аррениуса. Константы кислотности и основности, примеры.

22. Гетерогенное равновесие в растворах электролитов. Произведение растворимости. Зависимость ПР от температуры.

23. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Совместный гидролиз солей.

24. Комплексные соединения. Состав комплексных соединений. Номенклатура. Классификация.

25. Водород. Особенности положения водорода в Периодической системе Д. И. Менделеева. Вода, строение молекулы. Влияние водородной связи на свойства воды.

26. Галогены. Общая характеристика подгруппы галогенов. Нахождение в природе, получение. Химические и физические свойства галогенов как простых веществ. Специфические свойства фтора и его соединений.

27. Галогеноводороды, получение, изменение физических и химических свойств (кислотно-основные, окислительно-восстановительные) в подгруппе. Галогениды и их классификация. Кислородные соединения галогенов.

28. Общая характеристика элементов VIA группы Периодической системы Д. И. Менделеева. Электронные конфигурации и устойчивые степени окисления элементов, их закономерности изменения в группе. Нахождение в природе, получение. Химические и физические свойства халькогенов как простых веществ.

29. Кислород. Положение в Периодической системе Д. И. Менделеева, электронная формула. Аллотропные модификации кислорода: строение молекул, получение, физические и химические свойства. Пероксид водорода и вода. Строение молекул и химические свойства.

30. Сера. Физические свойства. Аллотропия и полиморфизм. Получение. Химические свойства: окислительно-восстановительная активность, взаимодействие с металлами и неметаллами, взаимодействие со сложными веществами.

31. Общая характеристика элементов VIA группы Периодической системы Д. И. Менделеева. Соединения в степени окисления

+6. Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств кислот в группе. Серная кислота, ее особенности, зависимость окислительных свойств серной кислоты от концентрации.

32. Азот, строение молекулы, химические свойства, методы получения. Аммиак, строение молекулы, физические и химические свойства. Соли аммония, их поведение при нагревании.

33. Общая характеристика элементов VA группы Периодической системы Д. И. Менделеева. Электронные конфигурации и устойчивые степени окисления элементов, их закономерности изменения в группе. Нахождение в природе, получение. Химические и физические свойства азота и фосфора как простых веществ.

34. Фосфор, аллотропные модификации, химические свойства, методы получения. Биологическая роль фосфора и фосфатов.

35. Углерод, его аллотропные модификации. Химические свойства углерода. Нахождение в природе и получение.

36. Общая характеристика элементов IVA подгруппы Периодической системы Д. И. Менделеева. Электронные конфигурации и устойчивые степени окисления элементов, их закономерности изменения в группе. Нахождение в природе, получение.

37. Общая характеристика элементов IVA подгруппы Периодической системы Д. И. Менделеева. Соединения в степени окисления +4 и +2. Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств кислот в группе. Кремний. Диоксид кремния и кремниевые кислоты. Силикаты и их полимерная структура.

38. Общая характеристика элементов IIIA подгруппы. Алюминий, нахождение в природе, получение, физические и химические свойства. Оксид и гидроксид алюминия, их амфотерные свойства. Соли алюминия, их гидролиз.

39. Общая характеристика элементов IIA подгруппы. Получение, химические и физические свойства. Свойства оксидов и гидроксидов. Амфотерность гидроксида бериллия. Биологическая роль кальция и магния.

40. Общая характеристика элементов подгруппы щелочных металлов. Получение, их физические и химические свойства. Гидроксиды щелочных металлов. Малорастворимые соли. Биогенная роль натрия и калия.

41. Переходные металлы первого ряда (3d-элементы). Изменение физических и химических свойств (кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства, устойчивость высшей степени окисления).

**Примерные задания  
для проведения мини-контрольных  
в рамках учебных занятий**

**Мини-контрольная 1**

1. Взаимодействие натрия с водой протекает согласно химической реакции: \_\_\_\_\_,  
при этом реакция среды \_\_\_\_\_.

2. Соли калия окрашивают пламя в \_\_\_\_\_ цвет, а соли стронция в \_\_\_\_\_ цвет.

3. Продуктом взаимодействия растворов сульфата алюминия и сульфида аммония является соединение \_\_\_\_\_,  
которое реагирует с гидроксидом натрия по реакции \_\_\_\_\_.

4. Взаимодействие металлического магния с кислородом воздуха протекает согласно химической реакции: \_\_\_\_\_.

5. Гидроксид алюминия, формула которого \_\_\_\_\_, имеет \_\_\_\_\_ характер, что подтверждается его взаимодействием с \_\_\_\_\_ и с \_\_\_\_\_.

6. Продуктом взаимодействия натрия с водой является соединение \_\_\_\_\_.

7. Соли стронция окрашивают пламя в \_\_\_\_\_ цвет, а соли калия в \_\_\_\_\_ цвет.

8. При взаимодействии растворов сульфата магния и гидроксида натрия наблюдается следующее:

- а) выпадает белый осадок;
- б) выделяется бесцветный газ;
- в) нет видимых изменений;
- г) выпадает белый осадок и выделяется газ.

### Мини-контрольная 2

1. Сульфат меди (II) взаимодействует с водой по реакции:

\_\_\_\_\_,  
значение pH раствора \_\_\_\_\_.

2. При взаимодействии хлорида хрома (III) с сульфидом натрия протекает реакция, уравнение которой в молекулярной форме:

\_\_\_\_\_,  
в сокращенной ионной форме: \_\_\_\_\_.

3. При взаимодействии хлорида железа (III) с роданидом калия образуется соединение, химическая формула которого \_\_\_\_\_, цвет которого \_\_\_\_\_.

4. Хлорид железа (III) взаимодействует с водой по реакции:

\_\_\_\_\_,  
значение pH раствора \_\_\_\_\_.

5. При взаимодействии сульфата марганца (II) с избытком раствора аммиака образуется соединение: \_\_\_\_\_, цвет которого \_\_\_\_\_, это соединение называется \_\_\_\_\_.

6. Соединение «турнбулева синь» имеет химическую формулу \_\_\_\_\_.

### Мини-контрольная 3

1. Фосфат натрия взаимодействует с водой по реакции:

\_\_\_\_\_,  
значение pH раствора \_\_\_\_\_, среда \_\_\_\_\_.

2. Цинк взаимодействует с концентрированной азотной кислотой по реакции \_\_\_\_\_.

3. В реакции взаимодействия йодида калия с нитритом натрия йод является продуктом полуреакции окисления/восстановления (нужное подчеркнуть), его присутствие можно доказать \_\_\_\_\_.

4. Карбонат натрия взаимодействует с водой по реакции:

\_\_\_\_\_,  
значение pH раствора \_\_\_\_\_.

5. Углекислый газ взаимодействует со щелочью по реакции:

\_\_\_\_\_.

6. В реакции взаимодействия перманганата калия с нитритом продуктом восстановления является \_\_\_\_\_, а продуктом окисления \_\_\_\_\_.

#### Мини-контрольная 4

1. При взаимодействии йодида калия с концентрированной серной кислотой происходит окислительно-восстановительная реакция, в которой окислителем является \_\_\_\_\_, продуктом восстановления \_\_\_\_\_, восстановителем \_\_\_\_\_, продуктом окисления \_\_\_\_\_.

2. Качественной реакцией на йодид-ионы является реакция с реагентом, химическая формула которого следующая: \_\_\_\_\_, цвет йодсодержащего вещества, образующегося в результате данной реакции, \_\_\_\_\_.

3. Озон в лаборатории можно получить при взаимодействии реагентов, химические формулы которых следующие: \_\_\_\_\_.

4. При взаимодействии сероводорода с бромной водой протекает реакция, сопровождающаяся следующими внешними признаками: \_\_\_\_\_.

5. При добавлении к сахарной пудре концентрированной серной кислоты наблюдаются следующие: \_\_\_\_\_, это можно объяснить \_\_\_\_\_ свойствами серной кислоты.

6. Цинк взаимодействует с разбавленным раствором серной кислоты по реакции, уравнение которой следующее: \_\_\_\_\_.

#### Примерные контрольные работы в рамках учебных занятий

#### Контрольная работа 1

1. Напишите электронные конфигурации атомов элементов с порядковыми номерами 9 и 28. Какие электроны являются валентными? К какому электронному семейству относится каждый из элементов?

2. Ион элемента  $\text{Э}^{3+}$  имеет конфигурацию  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ . Назовите этот элемент. Определите его местоположение в ПС.

3. Какую химическую связь называют ковалентной? Чем можно объяснить направленность ковалентной связи? Приведите пример соединения с ковалентной связью.

4. Составьте электронные конфигурации атомов элементов с порядковым номером 17 и 29. Учтите, что у последнего происходит провал одного  $4s$ -электрона на  $3d$ -орбиталь. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

5. Какая химическая связь называется водородной? Между молекулами каких веществ она образуется? Почему  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{HF}$ , имея меньшую молекулярную массу, плавятся и кипят при более высоких температурах, чем аналогичные соединения  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{HCl}$ ?

### Контрольная работа 2

1. Установите соответствие:

Химическая формула соединения:

1)  $\text{HNO}_3$ ;

2)  $\text{CaO}$ ;

3)  $\text{CO}_2$ .

а) средняя соль;

б) кислотный оксид;

в) бескислородная кислота;

г) кислая соль;

д) основной гидроксид;

е) основная соль;

ж) несолеобразующий оксид;

з) амфотерный оксид;

и) основной оксид;

к) кислородсодержащая кислота;

л) амфотерный гидроксид.

Ответ:

1 — \_\_\_\_\_;

2 — \_\_\_\_\_;

3 — \_\_\_\_\_.



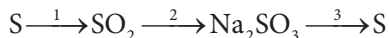
2. Дополните:

Формула вещества, дополняющего генетический ряд:



название этого вещества: \_\_\_\_\_.

3. Превращения



можно осуществить при помощи реакций, уравнения которых с коэффициентами и указанием условий их протекания таковы:

1. \_\_\_\_\_;
2. \_\_\_\_\_;
3. \_\_\_\_\_.

4. Химическая формула вещества:

- 1) C;
- 2) CsF;

Тип связи между атомами в веществе при комнатной температуре:

- а) ковалентная полярная;
- б) металлическая;
- в) ковалентная неполярная;
- г) ионная;
- д) межмолекулярная.

Ответ:

- 1 — \_\_\_\_\_;
- 2 — \_\_\_\_\_.

5. Реакция:

- 1)  $\text{FeCl}_3 + \text{AgNO}_3 = 3\text{AgCl}\downarrow + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ;
- 2)  $\text{BaCO}_3 = \text{BaO} + \text{CO}_2$ ;
- 3)  $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$ .

Тип реакции:

- а) обмена;
- б) соединения без изменения степени окисления;
- в) разложения с изменением степени окисления;
- г) замещения;
- д) разложения без изменения степени окисления;
- е) соединения с изменением степени окисления.

Ответ:

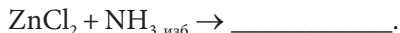
1 — \_\_\_\_\_;

2 — \_\_\_\_\_;

3 — \_\_\_\_\_.

### Контрольная работа 3

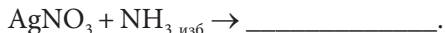
1. Закончите уравнение реакции комплексообразования (к. ч.  $\text{Zn}^{2+} = 6$ ), расставьте коэффициенты, выведите выражение для константы реакции. Назовите комплексное соединение:



2. Методом ионно-электронного баланса расставьте коэффициенты, запишите полное ионное и сокращенное ионное уравнения:



3. Закончите уравнение реакции комплексообразования (к. ч.  $\text{Ag}^+ = 2$ ), расставьте коэффициенты, выведите выражение для константы реакции. Назовите комплексное соединение:



4. Методом ионно-электронного баланса расставьте коэффициенты, запишите полное ионное и сокращенное ионное уравнения:



# СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

Неорганическая химия : учебник для вузов : в 4 т. / под ред. Ю. Д. Третьякова. — 2-е изд., испр. — М. : Академия, 2004–2007. — Т. 1. — 240 с.; — Т. 2. — 368 с.; — Т. 3. — 352 с.; — Т. 4. — 400 с.

*Ахметов Н. С.* Общая и неорганическая химия : учебник / Н. С. Ахметов. 8-е изд., стереотип. — СПб. : Лань, 2014. — 743 с.

*Угай Я. А.* Общая и неорганическая химия : учебник для вузов / Я. А. Угай. 5-е изд., стереотип. — М. : Высш. шк., 2007. — 523 с.

*Росин И. В.* Общая и неорганическая химия. Современный курс : учеб. пособие для бакалавров и специалистов / И. В. Росин, Л. Д. Томина. — М. : Юрайт, 2012. — 1338 с.

*Смарыгин С. Н.* Неорганическая химия : практикум : учеб.-практ. пособие для бакалавров / С. Н. Смарыгин, Н. Л. Багнавец, И. В. Дайдакова ; под ред. С. Н. Смарыгина. — М. : Юрайт, 2013. — 414 с.

*Учебное издание*

Тарасова Наталия Александровна  
Гусева Анна Федоровна

# ОБЩАЯ И БИОНЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие

Заведующий редакцией *М. А. Овечкина*  
Редактор *В. И. Попова*  
Корректор *В. И. Попова*  
Компьютерная верстка *В. К. Матвеев*

Подписано в печать 18.01.2019. Формат 60×84 <sup>1</sup>/<sub>16</sub>.  
Бумага офсетная. Цифровая печать. Усл. печ. л. 6,27.  
Уч.-изд. л. 4,5. Тираж 40 экз. Заказ 3.

Издательство Уральского университета  
Редакционно-издательский отдел ИПЦ УрФУ  
620083, Екатеринбург, ул. Тургенева, 4  
Тел.: +7 (343) 389-94-79, 350-43-28  
E-mail: rio.marina.ovechkina mail.ru

Отпечатано в Издательско-полиграфическом центре УрФУ  
620083, Екатеринбург, ул. Тургенева, 4  
Тел.: +7 (343) 358-93-06, 350-58-20, 350-90-13  
Факс: +7 (343) 358-93-06  
<http://print.urfu.ru>

Для заметок

---



